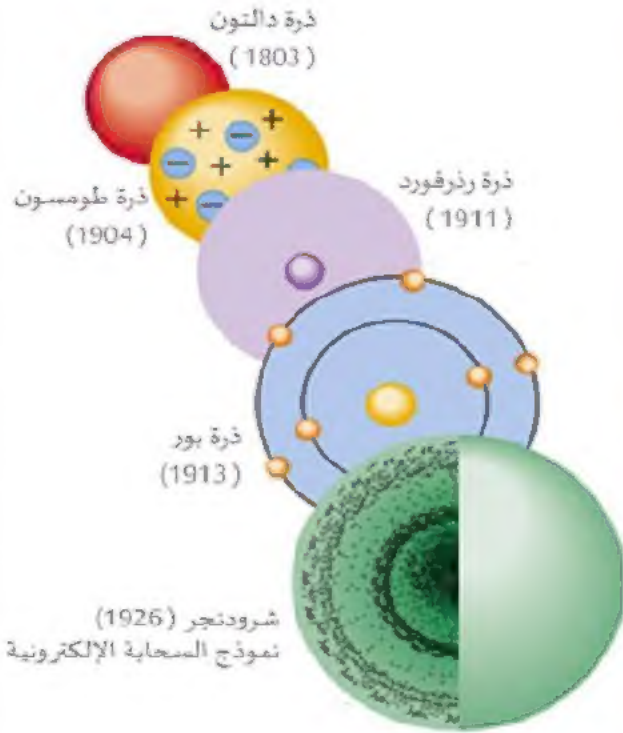


# 1 بنية الذرة

## التطور التاريخي لمفهوم بنية الذرة



1 تصور ديموقراطيس

2 تصور لأرسطو

3 تصور بويل

4 نموذج ذرة دالتون نموذج

5 ذرة طومسون

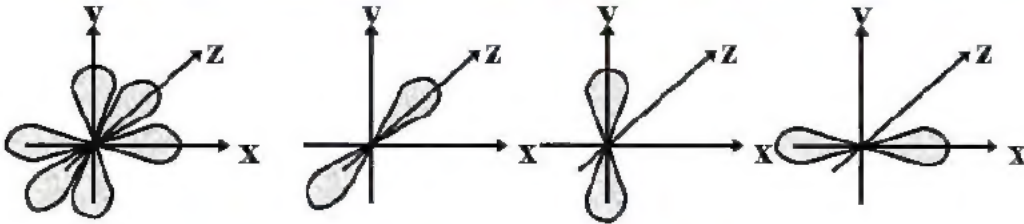
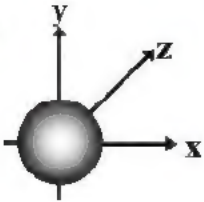
6 نموذج ذرة رذرفورد

7 نموذج ذرة بور

8 النظرية الذرية الحديثة

كم عدد الكم المغناطيسي ( $m_l$ )كم عدد الكم الرئيسي ( $n$ )

أعداد الكم

كم عدد الكم المغزلي ( $m_s$ )كم عدد الكم الثانوي ( $l$ )

1 كم مبدأ باولي للاستبعاد

2 كم مبدأ البناء التصاعدي

3 كم قاعدة هوند

قواعد التوزيع الإلكتروني

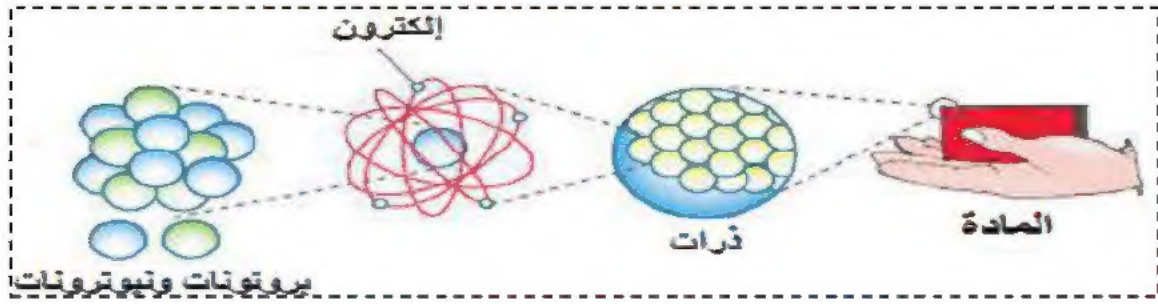
7N  $1s^2 - 2s^2 - 2p^3$ 

		$p_x$	$p_y$	$p_z$
2p	$\uparrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	
2s	$\uparrow\downarrow$			
1s	$\uparrow\downarrow$			

## مقدمة

## بنية الذرة

## الباب الأول



الجزئ: هو أصغر جزء من المادة يمكن أن يوجد على حالة إنفراد وتوضح فيه خواص المادة.

## جزيء عنصر

يتكون من اتحاد ذرات متماثلة



عنصر ثنائي الذرة

$F_2$	فلور
$Cl_2$	كلور
$Br_2$	بروم
$I_2$	يود
$H_2$	هيدروجين
$O_2$	أكسجين
$N_2$	نيتروجين



عنصر أحادي الذرة

مثال	
Na	صوديوم
K	بوتاسيوم
Mg	ماغنسيوم
Ca	كالسيوم
Al	ألومنيوم

## جزيء مركب

يتكون من اتحاد ذرات لعناصر مختلفة



مركب

## المركب التساهمي

يتكون من ارتباط ذرات لعناصر لافلزية  
مثال :

جزيء ثاني أكسيد الكبريت  $SO_2$

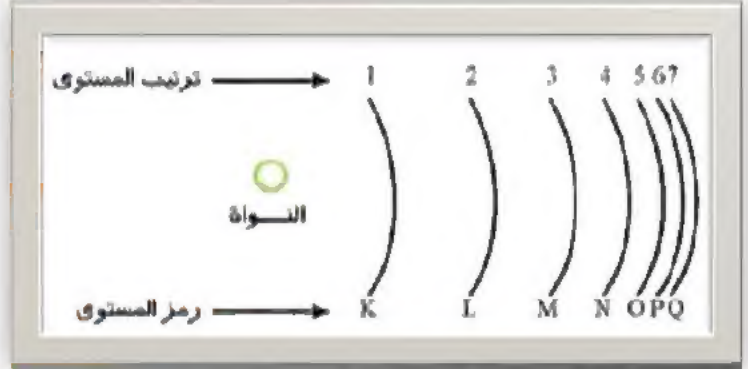
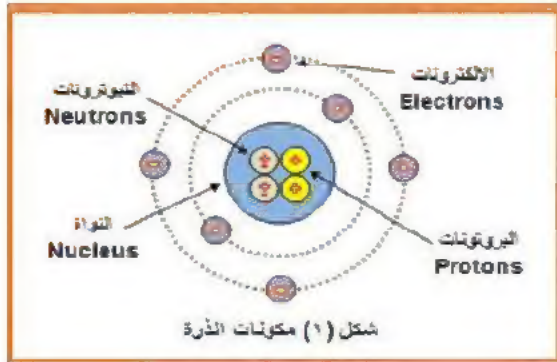
## المركب الأيوني

يتكون من ارتباط أيون موجب لعنصر فلزي وأيون سالب لعنصر لافلزي

مثال : كلوريد الصوديوم  $NaCl$



**تركيب الذرة :** تتكون الذرة من نواة موجبة الشحنة والكترونات سالبة الشحنة تدور حول النواة .



اولا: النواة : توجد النواة في مركز الذرة.

وتحتوي علي بروتونات موجبة الشحنة ونيوترونات متعادلة الشحنة

(1)- النواة موجبة الشحنة علل

لأنها يوجد بداخلها بروتونات موجبة الشحنة ونيوترونات متعادلة الشحنة .

(2)- تتركز في النواة معظم كتلة الذرة علل

لأن كتلة الإلكترون ضئيلة جداً إذا ما قورنت بكتلة البروتون أو النيوترون .

ثانيا: الإلكترونات:

- جسيمات تحمل شحنة سالبة .
- جسيمات متناهية الصغر .
- تدور حول النواة في مستويات الطاقة بسرعة فائقة.

للتعبير عن ذرة كل عنصر يستخدم مصطلح هما العدد الذري والعدد الكتلي

23 ← العدد الكتلي  
Na  
11 ← العدد الذري  
العدد الكتلي أكبر من العدد الذري

العدد الذري :

هو عدد البروتونات الموجبة الموجودة داخل نواة ذرة عنصر ما .  
أو عدد الإلكترونات السالبة التي تدور حول النواة.

العدد الكتلي :

هو مجموع أعداد البروتونات الموجبة والنيوترونات المتعادلة داخل نواة ذرة عنصر ما.

مثال : ← العدد الذري لذرة الصوديوم = 11 ← العدد الكتلي لذرة الصوديوم = 23

← نواة ذرة الصوديوم تحتوي على 11 بروتونات و 12 نيوترونات

العدد الذري = عدد البروتونات = عدد الإلكترونات  
العدد الكتلي = عدد البروتونات + عدد النيوترونات  
عدد النيوترونات = العدد الكتلي - العدد الذري

• الذرة متعادلة الشحنة الكهربائية في حالتها العادية. علل  
لأن عدد الإلكترونات السالبة التي تدور حول النواة  
تساوي عدد البروتونات الموجبة الموجودة داخل نواة الذرة

## قواعد هامة عند التوزيع الإلكتروني

أولاً:

- مستوى الطاقة الأول K (  $n = 1$  ) يتشبع بعدد 2 إلكترون .
- مستوى الطاقة الثاني L (  $n = 2$  ) يتشبع بعدد 8 إلكترون .
- مستوى الطاقة الثالث M (  $n = 3$  ) يتشبع بعدد 18 إلكترون .
- مستوى الطاقة الرابع N (  $n = 4$  ) يتشبع بعدد 32 إلكترون .

ثانياً:

- تملأ المستويات الأقل في الطاقة أولاً ثم الأعلى تدريجياً.

ثالثاً:

- مستوى الطاقة الرئيسي الأخير لذرة أي عنصر لا يتشبع بأكثر من ثمانية (8) إلكترونات ما عدا المستوى k لا يتسع أكثر من 2 إلكترون .

وذلك تبعاً للعلاقة

$$2(n)^2$$

حيث n رقم مستوى

ذرة الصوديوم  $^{11}\text{Na}$ 

العدد الذري لها = 11 العدد الكتلي = 23

أي أن ← عدد الإلكترونات = عدد البروتونات = 11

← عدد النيوترونات = 23 - 11 = 12

← عدد الإلكترونات المستوى الخارجي = 1

← عدد مستويات الطاقة المشغولة بالإلكترونات = 3

اسم المستوى

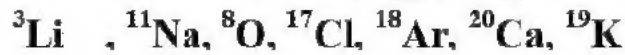
K L M

تواة



عدد الإلكترونات في كل مستوى

س : وضع التوزيع الإلكتروني للعناصر التالية :-



## عدد إلكترونات المستوى الرئيسي الأخير

1	2	3	4	5	6	7	8
<b>فلزات</b>			<b>شبه فلز</b>		<b>لافلزات</b>		<b>غازات خاملة</b>
عند دخولها في تفاعل كيميائي فإنها تميل إلى فقد إلكترونات مستوى الطاقة الخارجي .			هي العناصر تجمع خواصها بين خواص الفلزات وخواص اللافلزات		عند دخولها في تفاعل كيميائي فإنها تميل إلى اكتساب إلكترونات لتكمل مستوى الطاقة الخارجي .		لا تشترك في التفاعلات الكيميائية لاكتمال مستواها الأخير بالإلكترونات
تكون أيونات موجبة الشحنة (كاتيون) من أمثلة العناصر الفلزية :			$^5\text{B}, ^{14}\text{Si}, ^{32}\text{Ge}, ^{33}\text{As}, ^{51}\text{Sb}, ^{52}\text{Te}$		تكون أيونات سالبة الشحنة ( أنيون ) من أمثلة العناصر اللافلزية :		
$^{11}\text{Na}, ^{19}\text{K}, ^{12}\text{Mg}, ^{20}\text{Ca}, ^{13}\text{Al}$					$^7\text{N}, ^8\text{O}, ^{17}\text{Cl}, ^{16}\text{S}$		



فلزات				لافلزات		
الالكترونات التكافؤ	1	2	3	5	6	7
نوع الأيون	$X^{+}$	$X^{2+}$	$X^{3+}$	$Y^{3}$	$Y^{2-}$	$Y$
	أيون موجب ( الكاتيون )			أيون سالب ( الأنيون )		
	يحمل عدد من الشحنات الموجبة تساوي عدد الالكترونات المفقودة			يحمل عدد من الشحنات السالبة تساوي عدد الالكترونات المكتسبة		
أثناء تكون الأيون يظل عدد البروتونات ثابت ( العدد الذري ) لكن يتغير عدد الإلكترونات						

العنصر	الرمز	التوزيع الالكتروني	عدد البروتونات	عدد الالكترونات
العنصر	$^{12}\text{Mg}$	2 , 8 , 2	12	12
الأيون	$^{12}\text{Mg}^{2+}$	2 , 8	12	10

العنصر	الرمز	التوزيع الالكتروني	عدد البروتونات	عدد الالكترونات
الأيون واسمه	$^{17}\text{Cl}$			

العنصر	الرمز	التوزيع الالكتروني	عدد البروتونات	عدد الالكترونات
الأيون واسمه	$^{11}\text{Na}$			

العنصر	الرمز	التوزيع الالكتروني	عدد البروتونات	عدد الالكترونات
الأيون واسمه	$^{7}\text{N}$			

- ① عدد الالكترونات في أيون الكالسيوم  $^{20}\text{Ca}^{2+}$  ..... عدد الالكترونات في أيون الأكسيد  $^{8}\text{O}^{2-}$   
 ( أكبر من - أقل من - تساوي )  
 ② عدد الالكترونات في أيون الماغنسيوم  $^{12}\text{Mg}^{2+}$  ..... عدد الالكترونات في أيون الأكسيد  $^{8}\text{O}^{2-}$   
 ( أكبر من - أقل من - تساوي )

اسم الأيون الموجب (الكاتيون) : نفس اسم العنصر (ماغنسيوم - ← ماغنسيوم)  
 اسم الأيون السالب (الأنيون) : اسم العنصر ونضيف في نهايته المقطع يد (كلور - ← كلوريد)

## أهم العناصر الفلزية وتكافؤها

العنصر	الرمز	التكافؤ	العنصر	الرمز	التكافؤ
ليثيوم	Li	أحادي	خار صين (زنك)	Zn	ثاني
صوديوم	Na		زئبق	Hg	
بوتاسيوم	K		نحاس	Cu	
فضة	Ag		الومنيوم	Al	ثلاثي
ماغنسيوم	Mg	ثاني	ذهب	Au	
كالسيوم	Ca		حديد	Fe	ثاني ، ثلاثي
باريوم	Ba		رصاص	Pb	ثاني ، رباعي

## أهم العناصر اللافلزية وتكافؤها :

العنصر	الرمز	التكافؤ	العنصر	الرمز	التكافؤ
هيدروجين	H	أحادي	أكسجين	O	ثاني
فلور	F		كبريت	S	ثاني ، رباعي ، سداسي
كلور	Cl		فوسفور	P	ثلاثي ، خماسي
بروم	Br		نيتروجين	N	
يود	I				

## أهم المجموعات الذرية :

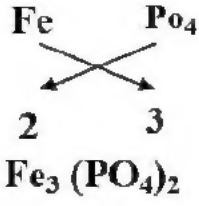
المجموعة الذرية	الرمز	التكافؤ
كربونات	$\text{CO}_3^{2-}$	ثاني
كبريتات	$\text{SO}_4^{2-}$	
كبريتيت	$\text{SO}_3^{2-}$	
كرومات	$\text{CrO}_4^{2-}$	
ثاني كرومات	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	

فوسفات	$\text{PO}_4^{3-}$	ثلاثي
--------	--------------------	-------

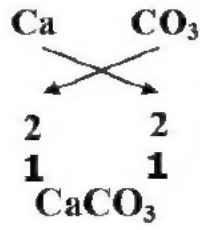
المجموعة الذرية	الرمز	التكافؤ
أمونيوم	$\text{NH}_4^+$	أحادي
هيدروكسيد	$\text{OH}^-$	
نترات	$\text{NO}_3^-$	
نيتريت	$\text{NO}_2^-$	
بيكربونات	$\text{HCO}_3^-$	
أستات	$\text{CH}_3\text{COO}^-$	
برمنجانات	$\text{MnO}_4^-$	

## كتابة الصيغة الكيميائية :

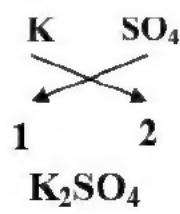
فوسفات الحديد II



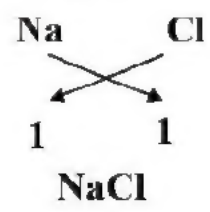
كربونات الكالسيوم



كبريتات بوتاسيوم



كلوريد صوديوم



## اكتب الصيغة الكيميائية للمركبات التالية

فوسفات الفضة	كبريتات ألومونيوم	بروميد الفضة
.....	.....	.....
.....	.....	.....
كربونات حديد II	كبريتيد نحاس II	أسيئات رصاص
.....	.....	.....
.....	.....	.....
فوسفات الصوديوم	كبريتات الحديد III	كبريتيد حديد II
.....	.....	.....
.....	.....	.....
كربونات حديد II	كربونات أمونيوم	كبريتات كالسيوم
.....	.....	.....
.....	.....	.....
نترات ألومونيوم	أكسيد حديد III	بيكربونات ماغنسيوم
.....	.....	.....
.....	.....	.....
حمض الكبريتيك	حمض الهيدروكبريتيك	فوسفات ألومونيوم
.....	.....	.....
.....	.....	.....



## اكتب الصيغة الكيميائية للمركبات التالية

كبريتيد هيدروجين	كبريتات نحاس	فوسفات الفضة
أستات أمونيوم	كبريتيد نحاس II	نترات ماغنسيوم
نيتريد ماغنسيوم	بيكربونات الحديد III	فوسفات ألومونيوم
نيتريت كالسيوم	كربونات أمونيوم	كبريتيت صوديوم
بيكربونات ماغنسيوم	ثاني كرومات بوتاسيوم	نترات ألومونيوم
فوسفات أمونيوم	حمض النيتروز	حمض النيتريك
كبريتات باريوم	برمنجنات بوتاسيوم	كرومات نحاس
هيدروكسيد حديد III	هيدروكسيد باريوم	هيدروكسيد أمونيوم



كما تعددت محاولات العلماء للوصول إلى الوصف الحالي لتركيب الذرة :  
تتكون الذرة من نواة موجبة الشحنة يدور حولها إلكترونات سالبة الشحنة في 7 مستويات  
طاقة رئيسية .

## بنية الذرة

كما رأى العلماء قديماً وحديثاً عن الذرة:-

أي مادة يمكن تجزئتها إلى أجزاء صغيرة ثم أجزاء أصغر إلى أن تصل إلى جزء لا يقبل التجزئة  
يطلق عليه اسم الذرة. (atom)

كما فلاسفة الإغريق:-  
ديموقراطيس

★ رفض فكرة الذرة  
★ نبى فكرة أن كل المواد مهما اختلفت طبيعتها تتكون من مكونات أربعة هي الماء والهواء والتراب والنار  
★ ولذلك اعتقد العلماء أنه يمكن تحويل المواد الرخيصة (مثل الحديد أو النحاس) إلى مواد نفيسة  
(مثل الذهب) بتغير نسب المكونات الأربعة  
★ وقد تسببت هذه الفكرة غير المنطقية في شل تطوير علم الكيمياء لأكثر من ألف عام .

كما رأى  
أرسطو:-

رفض العالم الايرلندي بويل عام 1661 مفهوم أرسطو ووضع أول تعريف للعنصر.  
كما العنصر:- للمادة نقية بسيطة لا يمكن تحليلها إلى ما هو أبسط منها بالطرق الكيميائية المعروفة.

كما رأى  
بويل:-

كما ذرة دالتون:-

وضع دالتون أول نظرية عن تركيب الذرة بناء على العديد من التجارب والأبحاث التي أجراها.

كما مفروض النظرية الذرية لدالتون :-

- 1 المادة تتكون من دقائق صغيرة جدا تسمى الذرات.
- 2 كل عنصر يتكون من ذرات مصمتة متناهية في الصغر غير قابلة للتجزئة.
- 3 كتل ذرات العنصر الواحد متشابهة ولكن تختلف من عنصر لعنصر آخر.
- 4 تتكون المركبات من اتحاد ذرات العناصر المختلفة بنسب عددية بسيطة .

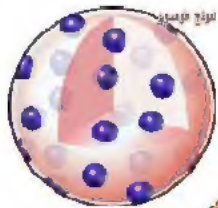
مصمتة  
غير قابلة  
للانقسام



ذرة دالتون



قطيرة الزبيب



صور لنماذج طومسون للذرة

كما ذرة طومسون:-

الذرة عبارة عن كرة مصمتة متجانسة من الكهرباء الموجبة.  
مغمور بداخلها عددا من الإلكترونات السالبة يكفي لجعل الذرة متعادلة كهربيا

## ملحوظات هامة

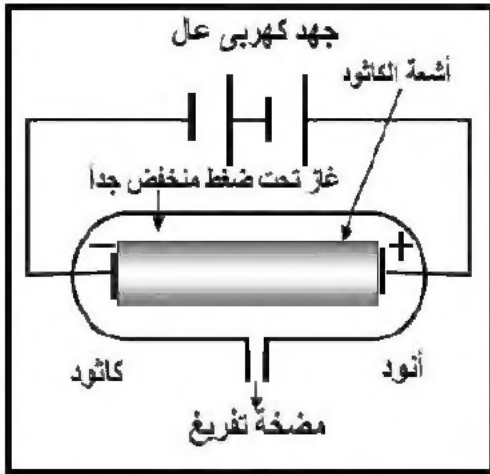
• أول من وضع تعريف للذرة ديموقراطيس ولكن أول من وضع تعريف للعنصر بويل  
 • كهنيني ديموقراطيس فكرة أن وحدة بناء المادة هي الذرة  
 • كراتف ديموقراطيس ودالتون أن الذرة لا تقبل التجزئة  
 • كراتف طومسون مع ديموقراطيس ودالتون علي أن العنصر (المادة) يتكون من دقائق صغيرة تسمى الذرات  
 • كراتف خطأ نموذج طومسون ودالتون عندما وصف الذرة علي أنها مصمتة لأنها كما سندرس فيما بعد معظمها فراغ

## اكتشاف أشعة المهبط (أشعة الكاثود):- (عام 1897)

• جميع الغازات تحت الظروف العادية من الضغط ودرجة الحرارة  
 عازلة للكهرباء.

• أجرى طومسون تجارب على التفريغ الكهربى خلال الغازات داخل أنبوبة  
 زجاجية كما بالرسم فوجد أن:-

• إذا حدث تفريغ كهربى لأنبوبة زجاجية بها غاز بحيث يصبح ضغط الغاز  
 منخفض جدا فإن الغاز يصبح موصلاً للكهرباء إذا تعرض لفرق جهد مناسب.  
 • إذا زيد فرق الجهد بين القطبين إلى حوالى 10000 فولت (عشرة آلاف فولت)  
 يلاحظ انطلاق سيل من الأشعة غير المنظورة من المهبط تسبب وميضاً لجدار  
 أنبوبة التفريغ سميت هذه الأشعة بأشعة المهبط.



## • أشعة المهبط

للـ سيل من الأشعة غير المنظورة تنبعث من مهبط أنبوبة تفريغ كهربى ضغط الغاز فيها منخفض جداً  
 وفرق الجهد بين قطبيها 10000 فولت وتسبب وميضاً لجدار أنبوبة التفريغ.

## • خواص أشعة المهبط:-

- 1- تتكون من دقائق مادية صغيرة.
- 2- تسير في خطوط مستقيمة.
- 3- لها تأثير حرارى.
- 4- تتأثر بكل من المجالين الكهربى والمغناطيسى. ( لأنها سالبة الشحنة )
- 5- جسيمات سالبة الشحنة ( أطلق عليها فيما بعد اسم الالكترونات )
- 6- لا تختلف في سلوكها أو طبيعتها باختلاف مادة المهبط أو نوع الغاز لأنها تدخل في تركيب جميع المواد.

1- لا تختلف أشعة المهبط في سلوكها أو طبيعتها باختلاف مادة المهبط أو نوع الغاز.

2- ترتفع درجة حرارة أى معدن ( صفيحة من البلاتين ) عند تعرضه لأشعة المهبط

3- يلزم تفريغ أنبوبة أشعة الكاثود حتى ضغط منخفض جداً عند توليد أشعة المهبط

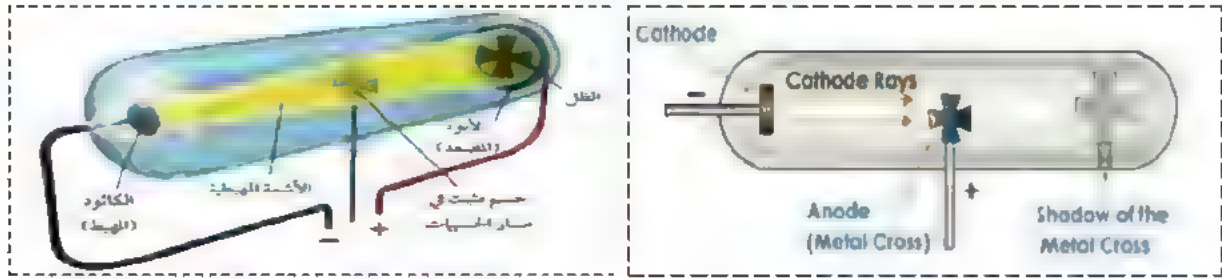
4- تختلف أشعة المهبط عن جسيمات ألفا

• عل  
 لما يأتى:



عند وضع جسم معتم في طريق أشعة المهبط داخل أنبوبة التفريغ الكهربى يتكون للجسم ظل في نهاية الأنبوبة

فيسر



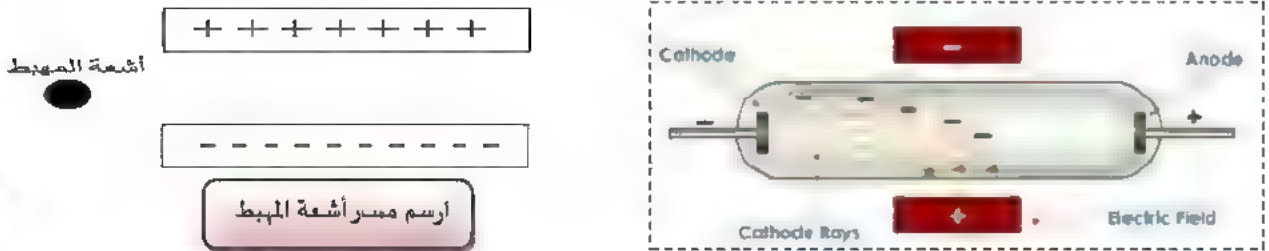
فيسر

عند وضع مروحة ( عجلة ) من الميكا في طريق أشعة المهبط داخل أنبوبة التفريغ الكهربى فإنها تدور



فيسر

عند وضع مجال كهربى فإن أشعة المهبط تنحرف ناحية القطب الموجب



اختر الإجابة الصحيحة



الشكل التالى يعبر عن ذرة ...

- ١ جون دالتون ٢ طومسون ٣ أرستو ٤ رذرفورد

الجهاز الموضح بالشكل المقابل لا يصدر أشعة كاثود،

ما التعديل الواجب مراعاته للحصول على الأشعة ؟ .....

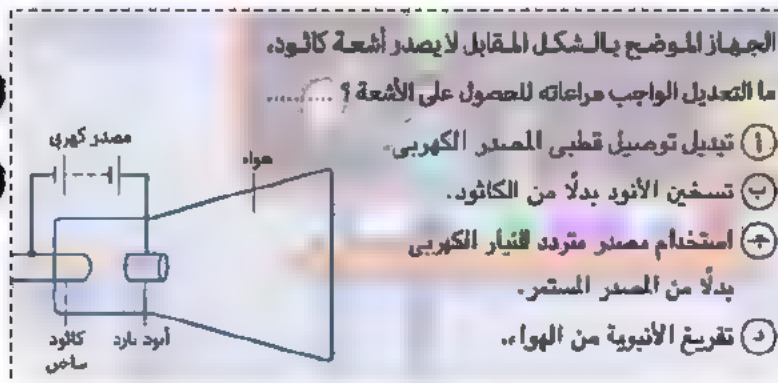
١ تبديل توصيل قطبى المصدر الكهربى.

٢ تسخين الأنود بدلاً من الكاثود.

٣ استخدام مصدر متردد للتيار الكهربى

بدلاً من المصدر المستمر.

٤ تفريغ الأنبوبة من الهواء.



✳ يتفق كل من دالتون و طومسون في أن ذرة الكربون

أ	تحتوي على إلكترونات سالبة	ب	متعادلة كهربياً	ج	لا يوجد بها فراغات	د	كرة متجانسة
---	---------------------------	---	-----------------	---	--------------------	---	-------------

## كهرذرة رذرفورد:

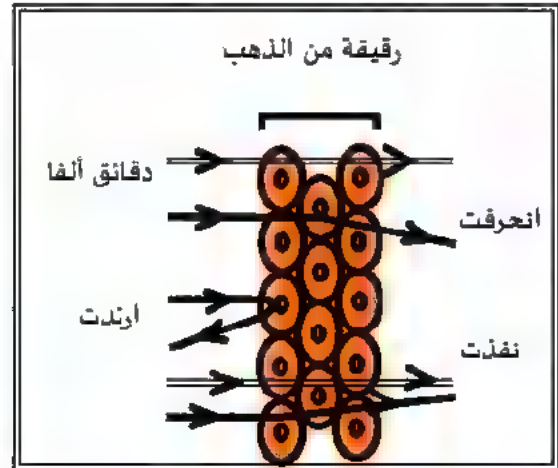
كأجواها العالمان جيجروماريسدن بناء على اقتراح رذرفورد

كهاز المستخدم يتكون من:-

- لوح معدني مغطى بكبريتيد الخارصين (كبريتيد الخارصين يعطى وميضاً عند سقوط جسيمات ألفا عليه).
- مصدر لجسيمات ألفا.
- شريحة رقيقة من الذهب.

## كخطوات التجربة:-

- 1 سمح لجسيمات ألفا أن تصطدم باللوح المعدني المبطن بطبقة كبريتيد الخارصين في حالة عدم وجود صفيحة الذهب.
- 2 تم تحديد مكان وعدد جسيمات ألفا المصطدمة باللوح من الومضات التي تظهر عليه.
- 3 تم وضع صفيحة رقيقة جداً من الذهب لتعرض مسار جسيمات ألفا قبل اصطدامها باللوح.



الاستنتاج	المشاهدة
ك معظم الذرة فراغ ولست كرة مصمتة (كما في ذرة دالتون وطومسون).	1 نفاذ معظم جسيمات ألفا خلال صفيحة الذهب ( وظهر أثرها في نفس المكان الأول الذي ظهرت فيه قبل وضع صفيحة الذهب )
ك يوجد بالذرة جزء كثافته كبيرة ويشغل حيز صغير جداً هو النواة.	2 ارتدت نسبة قليلة جداً من جسيمات ألفا في عكس مسارها ولم تنفذ من صفيحة الذهب . ( لذلك ظهرت بعض ومضات على الجانب الآخر من اللوح )
ك شحنة النواة موجبة مثل شحنة جسيمات ألفا لذا تنافرت معه.	3 انحراف نسبة قليلة جداً من جسيمات ألفا عن مسارها (ظهرت بعض ومضات على حائتي الموضع الأول)



رذرفورد وضع أول نظرية عن تركيب الذرة علي أساس تجريبي

كم نموذج ذرة رذرفورد-

### ١- الذرة-

للرغم صغرهما المتناهى فهي معقدة التركيب تشبه المجموعة الشمسية: تتركب من نواة مركزية (مثل الشمس) تدور حولها الإلكترونات (مثل الكواكب).

### ٢- النواة-

للرغم أصغر كثيراً من الذرة.

للرغم توجد مسافات شاسعة بين النواة وبين المدارات الإلكترونية (أي أن الذرة غير مصمتة)

للرغم تتركز في النواة الشحنة الموجبة.

للرغم تتركز في النواة معظم كتلة الذرة.

### ٣- الإلكترونات-

للرغم سالبة الشحنة.

للرغم كتلتها ضئيلة بالنسبة لكتلة النواة.

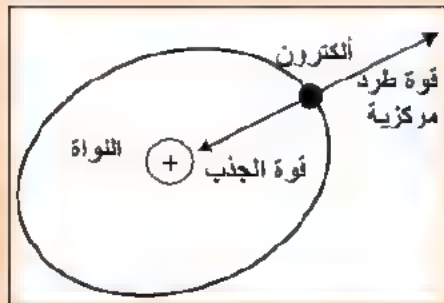
للرغم الشحنة السالبة لجميع الإلكترونات في الذرة تساوي الشحنة الموجبة في النواة (الذرة متعادلة كهربياً).

للرغم تدور الإلكترونات حول النواة بسرعة كبيرة في مدارات خاصة رغم قوى الجذب بينها وبين النواة.

للرغم تخضع الإلكترونات في دوراتها حول النواة إلى قوتين متبادلتين متساويتين مقداراً ومتضادتين اتجاهاً

هما:- ① قوة جذب النواة الموجبة للإلكترونات.

② قوة طرد مركزية ناشئة عن دوران الإلكترون حول النواة.



كم عيوب ( قصور ) نظرية رذرفورد

لم توضح نظرية رذرفورد النظام الذي تدور فيه الإلكترونات حول النواة

كم علل لما يأتي

1- تتركز كتلة الذرة في النواة

للرغم

2- الذرة متعادلة الشحنة الكهربائية

للرغم

3- لا يسقط الإلكترون السالب داخل النواة الموجبة

للرغم

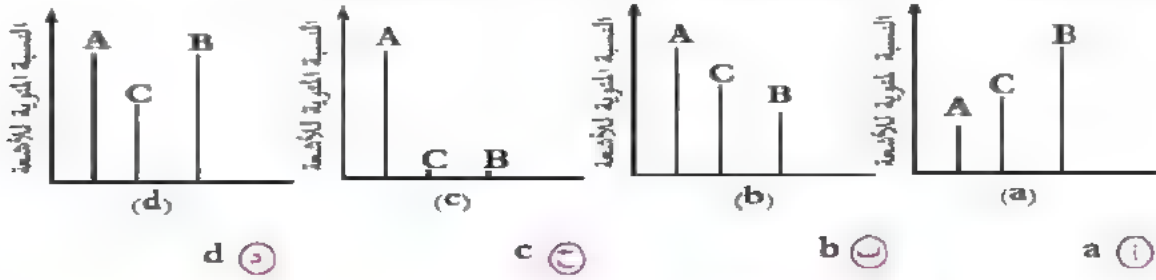
كم سن: أعطى تفسيراً مناسباً للاستنتاجات التالية من خلال تجربة رذرفورد.

1- الذرة معظمها فراغ وليست كرة مصمتة

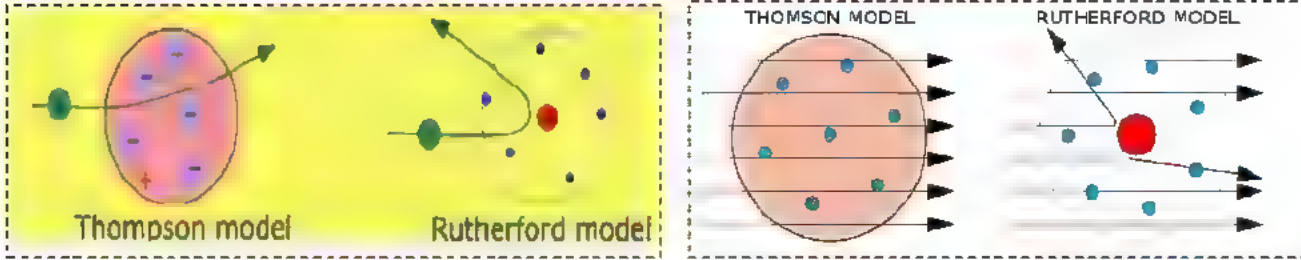
2- يوجد بالذرة جزء كثافته كبيرة ويشغل حيزاً صغير جداً يسمى النواة

3- الجزء الكثيف في الذرة مشحون بشحنة جسيمات ألفا الموجبة

أى من التالية تعبر عن الأشعة النافذة (A) والمنحرفة (B) والمرتدة (C) في تجربة رذرفورد.



سقوط حزمة من دقائق ألفا على ذرة طومسون وذرة رذرفورد



#### ذرة رذرفورد

كل نفاد معظم جسيمات ألفا معظم الذرة فراغ وليست كرة مصمتة  
ارتدت نسبة قليلة جدا يوجد بالذرة جزء كثافته كبيرة ويشغل حيز صغير جداً هو النواة  
انحراف نسبة قليلة جدا شحنة النواة موجبة مثل شحنة جسيمات ألفا لذا تنافرت معه

#### ذرة طومسون

كل تخترق جسيمات ألفا ذرة طومسون على استقامتها (وقد يحدث انحراف بسيط لمسارات جسيمات ألفا) لطاقتها العالية ولأنها ثقيلة والشحنة الموجبة موزعة في الذرة وليست متركزة في مكان محدد

#### اخترا إجابة لصحيحة

- من العالم الذي لم يفترض أن المادة مكونة من ذرات ؟  
(أ) ديموقريطس (ب) دالتون (ج) أرسطو (د) بور
- كل مما يأتي من فروض نظرية دالتون، عدا (أ) تتكون ذرات العناصر من بروتونات ونيوترونات وإلكترونات.  
(ب) كتل ذرات العنصر الواحد متشابهة  
(ج) الذرة غير قابلة للانقسام  
(د) يتكون كل عنصر من دقائق صغيرة جداً تسمى ذرات.
- نموذج ذرة رذرفورد .....  
(أ) النموذج المقبول حالياً للذرة.  
(ب) افترض أن الذرة مصمتة.  
(ج) فسّر الطيف الذري الفريد للعناصر المختلفة.  
(د) افترض أن شحنة الإلكترونات تعادل شحنة النواة
- في تجارب التفريغ الكهربى خلال الغازات تنحرف أشعة الكاثود بعيداً عن اللوح المعنى المشحون بشحنة سالبة، لأنها .....  
(أ) لا تعتبر جسيمات مادية. (ب) موجبة الشحنة. (ج) تصدر من جميع الأجسام. (د) سالبة الشحنة
- كل مما يأتي من خواص أشعة الكاثود، عدا  
(أ) سيل من الإلكترونات (ب) جسيمات مشحونة (ج) تتحرك بسرعة الضوء. (د) تتحرف بتأثير المجال المغناطيسى.
- أثبتت تجربة رذرفورد العملية أن .....  
(أ) البروتونات غير موزعة بشكل منتظم في الذرة. (ب) الإلكترونات جسيمات سالبة الشحنة (ج) الإلكترونات جسيمات موجبة الشحنة. (د) الذرة مكونة من بروتونات ونيوترونات وإلكترونات
- أي من الأمثلة الآتية تتفق مع مسلمات نظرية دالتون ؟  
(أ) الذرات الموجودة في عينة من الكلور تشبه تلك الموجودة في عينة من الكبريت.  
(ب) خواص جزيئات الهيدروجين والأكسجين تختلف عن خواصهما في الماء.  
(ج) يمكن أن يتحد الهيدروجين مع الأكسجين لتكوين الماء بأكثر من نسبة عددية  
(د) الذرات المكونة لعنصر الماغنسيوم متناهية الصغر
- فشل النموذج الذري لـ رذرفورد، لأنه لم يوضح  
(أ) طبيعة حركة الإلكترونات حول النواة  
(ب) وجود نواة في الذرة  
(ج) وجود قوى تجاذب بين البروتونات والإلكترونات  
(د) وجود فراغ بين النواة والإلكترونات.



1

عند تعرض بعض الجسيمات لمجال كهربي فإن

A يمثل .....

B يمثل .....

++++++

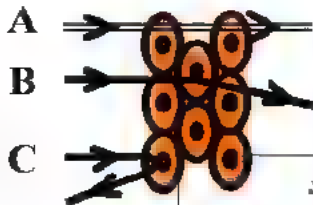
-----

أ	أشعة المهبط - جسيمات ألفا	ب	جسيمات ألفا - أشعة المهبط	ج	إلكترونات - أشعة المهبط	د	جسيمات ألفا - إلكترونات
---	---------------------------	---	---------------------------	---	-------------------------	---	-------------------------

2

عند سقوط جسيمات ألفا علي شريحة رقيقة من الذهب كما بالشكل الموضح

فإن A يدل علي ..... B يدل علي ..... C يدل علي .....



	أ	ب	ج	د
A	معظم الذرة فراغ	النواة موجبة الشحنة	تتركز كتلة الذرة في النواة	معظم الذرة فراغ
B	تتركز كتلة الذرة في النواة	معظم الذرة فراغ	النواة موجبة الشحنة	النواة موجبة الشحنة
C	النواة موجبة الشحنة	تتركز كتلة الذرة في النواة	معظم الذرة فراغ	تتركز كتلة الذرة في النواة

### ملاحظات علي تجربة رذرفورد

1 استخدام في التجربة جسيمات ألفا ( نواة ذرة الهيليوم  $^4\text{He}_2$  )

جسيمات ألفا بطيئة وثقيلة وقدرتها علي النفاذ ضعيفة مما يسهل رصدها وبالتالي ترتد إذا اصطدمت بجزء كثافته كبيرة ( نواة الذرة ) وتنفذ في الفراغ بسهولة .

2 استخدام شريحة من الذهب

لأنه يمكن عمل شريحة رقيقة جدا من الذهب تحافظ علي صلابتها وتماسك الذرات وشكلها البلوري تحتوي علي 79 بروتون ( العدد الذري ) وبالتالي يكون الانحراف واضح نتيجة التنافر بين النواة وجسيمات ألفا

## كيمياء الطيف الانبعاث للذرات ( الطيف الخطي )

عند تسخين ذرات عنصر نقي في الحالة الغازية أو البخارية لدرجات حرارة مرتفعة أو تعريضها لضغط منخفض في أنبوبة التفريغ الكهربائي ينبعث منها إشعاع أطلق عليه طيف الانبعاث الخطي ( الطيف الخطي ) عند فحصه بجهاز المطياف يظهر علي هيئة عدد صغير محدد من خطوط ملونة تفصل بينها مساحات معتمة .

المطياف: «جهاز له قدرة عالية على تحليل الضوء

## كيمياء الطيف الخطي

لغة عبارة عن ضوء مكونا من عدد صغير محدد من خطوط ملونة تفصل بينها مساحات معتمة .

كيمياء لكل عنصر طيف انبعاث ذري ( طيف خطي ) مميز وفريد ولا يوجد عنصران لهما نفس الطيف الخطي لذا يستخدم طيف الانبعاث الذري ( الطيف الخطي ) للتعرف علي العنصر أو تحديد إذا كان العنصر جزءا من مركب ما

## علل

الطيف الخطي خاصية أساسية ومميزة لعنصر مثل بصمة الإصبع .

لغة

## الطيف الخطي المرئي للذرة الهيدروجين



كيمياء بدراسة الطيف الذري وتفسيره ساعد في حل لغز التركيب الذري وقد استحق "نيلز بور" عليه جائزة نوبل.

## كيمياء نموذج ذرة بور:-

## كيمياء فروض بور:-

● استخدم بور بعض فروض رutherford:-

- 1 توجد في مركز الذرة النواة موجبة الشحنة
- 2 الذرة متعادلة كهربياً.
- 3 أثناء دوران الإلكترون حول النواة تخضع لقوة جذب مركزية وقوة طرد مركزية.

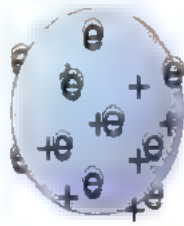


## ● وأضاف بور الفروض التالية:-

- ④ تدور الإلكترونات حول النواة حركة سريعة دون أن تفقد أو تكتسب طاقة.
  - ⑤ تدور الإلكترونات حول النواة في عدد من مستويات الطاقة المحددة والثابتة. والفراغ بين المستويات منطقة محرمة تماماً لدوران الإلكترونات.
  - ⑥ للإلكترون أثناء حركته حول النواة طاقة معينة تتوقف على بعد مستوى طاقته عن النواة تزداد طاقة المستوى كلما زاد نصف قطره ( أى كلما بعدنا عن النواة ) ( طاقة المستوى = طاقة الإلكترون ) ويعبر عن طاقة كل مستوى بعدد صحيح يسمى عدد الكم الرئيسي.
  - ⑦ في الحالة المستقرة يبقى الإلكترون في أقل مستويات الطاقة المتاحة. وإذا اكتسب الإلكترون قدراً معيناً من الطاقة (يسمى كوانتم أو كم) بواسطة التسخين أو لتفريغ كهربى تصبح الذرة مثارة وينتقل الإلكترون مؤقتاً إلى مستوى طاقة أعلى يتوقف على مقدار الكم المكتسب.
  - ⑧ الإلكترون في المستوى الأعلى في وضع غير مستقر فيعود إلى مستواه الأصلي، ويفقد نفس الكم من الطاقة الذي اكتسبه على هيئة طيف خطي مميز.
  - ⑨ تفسير خطوط طيف ذرة الهيدروجين
- تمتص كثير من الذرات كمات مختلفة من الطاقة في نفس الوقت الذي تشع فيه الكثير من الذرات كمات أخرى من الطاقة ولذلك تنتج خطوط طيفية تدل على مستويات الطاقة التي تنتقل الإلكترونات خلالها.



نموذج دالتون  
( 1803 )



نموذج طمسون  
(1897)



نموذج رذرفورد  
(1909)



نموذج بور  
(1913)

عند انتقال إلكترون من المستوى الأول إلى المستوى الرابع فإنه

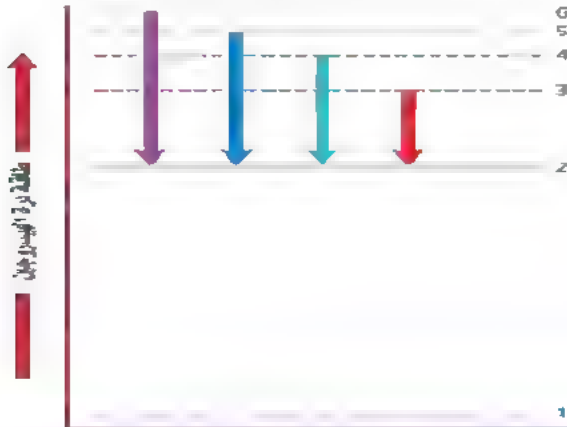
أ	يكتسب 4 كم	ب	يكتسب كم	ج	يفقد 4 كم	د	يفقد كم
---	------------	---	----------	---	-----------	---	---------

## الكم لا ينجزاً

أكبر كم للطاقة من المستوي  
الأول K إلى المستوي الثاني L

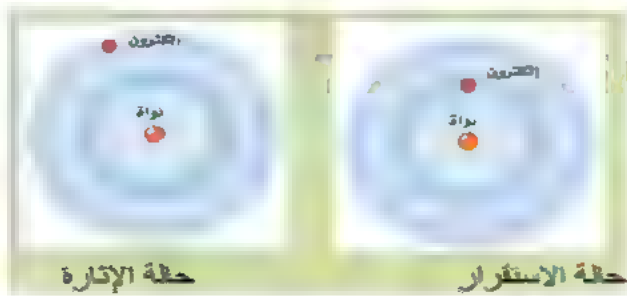
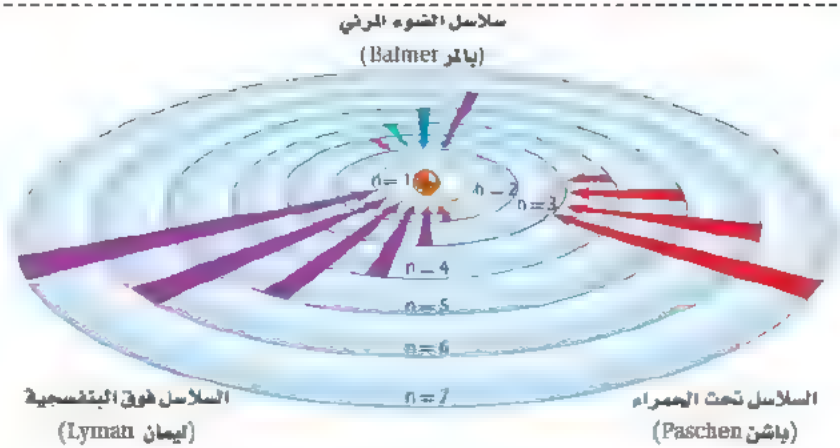
## ملاحظات:-

- يتكون الطيف الخطي للهيدروجين من أربعة خطوط منفصلة .
- الطيف الخطي ينشأ عندما ينتقل الإلكترون من مستوى أعلى إلى مستوى أقل.
- يتناسب الطول الموجي عكسيا مع الطاقة لذا أقلهم في الطاقة وأعلاهم طاقة



الطيف	الأحمر	أخضر مزرق	بنفسجي مزرق	بنفسجي
الطول الموجي	656nm	486nm	434nm	410nm
ظهور الطيف عند انتقال الإلكترون بين مستويين هما	من المستوي 3 إلى المستوي 2	من المستوي 4 إلى المستوي 2	من المستوي 5 إلى المستوي 2	من المستوي 6 إلى المستوي 2

الشكل 1-1 عندما ينتقل الإلكترون من مستوى الطاقة الأعلى إلى مستوى الطاقة الأقل ينطلق فوتون. وتنتج السلاسل فوق البنفسجية (ليمان)، والمرئية (بالمر)، وتحت الحمراء (باشن) عند انتقال الإلكترونات إلى مستويات  $1=n$ ,  $2=n$ ,  $3=n$  على الترتيب.



يوضح ذرة تحتوي على إلكترون واحد. يوجد في حالته المستقرة في مستوى الأقل طاقة. وعندما تكون الذرة في حالة إثارة يكون الإلكترون في مستوى طاقة أعلى.

## كيفية إثارة الذرة

هي ذرة اكتسبت مقدار من الطاقة نتج عنه انتقال إلكترون أو أكثر إلى مستويات طاقة أعلى.

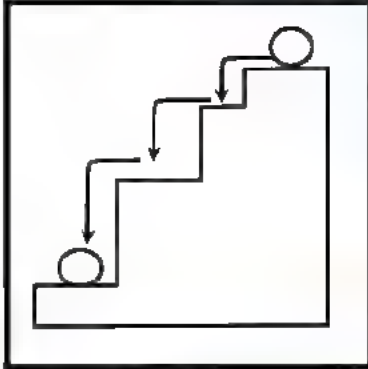
## كيفية حالة الاستقرار

الحالة التي تكون فيها الإلكترونات فيها في أقل مستويات الطاقة المتاحة

كيفية تكون ذرة الهيدروجين في الحالة المستقرة عندما يكون إلكترونها في المستوى

**كم الحجم "الصوانتو".**

للم هو مقدار الطاقة المكتسبة أو المنطلقة عندما ينتقل إلكترون من مستوى طاقة إلى مستوى طاقة آخر.



كم لا ينتقل الإلكترون من مستواه إلى مستوى طاقة آخر إلا إذا كانت كمية الطاقة المكتسبة أو المنطلقة مساوية لفرق الطاقة بين المستويين أي كما كاملاً. أي أن الكم كمية لا يمكن تجزئته أو مضاعفته.

كم لا يمكن للإلكترون أن يستقر في أي مسافة بين مستويات الطاقة إنما يقفز قفزات محددة هي أماكن مستويات الطاقة

**كم ماذا يحدث إذا**

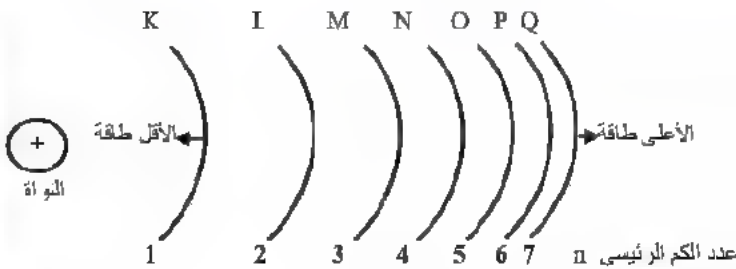
(1) اكتسب الإلكترون جزءاً من الطاقة لا تساوي كم.

للم

(2) زادت الطاقة المعطاة للإلكترون عن حد معين.

للم

كم أوضحت حسابات بور لأنصاف أقطار مستويات الطاقة ومقدار طاقة كل مستوى أن الفرق في الطاقة بين المستويات ليس متساوياً فهو يقل كلما بعدنا عن النواة وبذلك يكون الكم من الطاقة اللازم لنقل الإلكترون بين مستويات الطاقة المختلفة ليس متساوياً.



يزداد حجم المستوي  
تزداد طاقة المستوي  
يقل الفرق في الطاقة بين المستويات

**كم علل:** كم الطاقة اللازم لنقل الإلكترون بين مستويات الطاقة المختلفة ليس متساوياً.

للم

اختر الإجابة الصحيحة

- 1 كمية الطاقة اللازمة لنقل الإلكترون من المستوى الأول إلى المستوى الثاني ..... كمية الطاقة اللازمة لنقل الإلكترون من المستوى الثاني إلى المستوى الثالث.  
( أقل من . أكبر من . تساوي )
- 2 كمية الطاقة اللازمة لنقل الإلكترون من المستوى الأول إلى المستوى الثاني ..... كمية الطاقة اللازمة لنقل الإلكترون من المستوى الأول إلى المستوى الثالث.  
( أقل من . أكبر من . تساوي )



## كم مرنا بمودج بور

- 1 تفسير طيف الهيدروجين تفسيراً صحيحاً. ( تفسير ذرة أو إيرن يحتوي على إلكترون واحد )
- 2 أدخلت نظرية بور فكرة الكم في تحديد طاقة الإلكترونات في مستويات الطاقة المختلفة .

## كم عيوب نموذج بور

## علل

- الحسابات الكمية لنظرية بور لم تتوافق مع نتائج تجريبية كثيرة . حيث
- 1 لم يستطع تفسير أطيايف العناصر الأكثر تعقيداً من طيف ذرة الهيدروجين مثل ذرة الهيليوم التي تحتوي على إلكترونين .
  - 2 اعتبر الإلكترون مجرد جسيم مادي سالب ولم يأخذ في الاعتبار أن له خاصية موجية
  - 3 افترض أنه يمكن تعيين كل من مكان وسرعة الإلكترون بكل دقة في نفس الوقت وهذه استحليل عملياً لأن الجهاز المستخدم في عملية رصد مكان وسرعة الإلكترون سوف يغير من مكانه أو سرعته .
  - 4 بينت معادلات نظرية "بور" أن الإلكترون يتحرك في مدار دائري مستوى أي أن الذرة مسطحة، وقد ثبت أن الذرة لها الاتجاهات الفراغية الثلاثة.

## اختر الإجابة الصحيحة

- ٧ - أي العبارات التالية لا يتفق مع فروض نموذج ذرة بور ؟ .....  
( أ ) أدخلت فكرة طاقة الكم  
( ب ) الإلكترون الأقرب للنواة هو الأقل طاقة.  
( ج ) تدور الإلكترونات حول النواة في مدارات مختلفة.  
( د ) لا يمكن تحديد موقع وسرعة الإلكترون معاً بدقة
- ٨ - عند مقارنة موضع الإلكترون وهو في حالته المستقرة، بموضعه وهو في الحالة المثارة، فإنه يكون.....  
( أ ) في مستوى الطاقة الثاني ( ب ) في النواة  
( ج ) أقرب إلى النواة ( د ) أبعد عن النواة
- ٩ - المسار الفعلي للإلكترون الأخير في ذرة الحديد لا يمكن تحديده بالضبط .. العبارة السابقة تعتبر تطبيقاً لـ .....  
( أ ) قاعدة هوند  
( ب ) نموذج بور .  
( ج ) مبدأ عدم التأكد  
( د ) الطبيعة المزدوجة للإلكترون.

- ٤ - عندما ينتقل فرتون من الضوء طوله الموجي 486nm من إلكترون في المستوى الرئيسي (  $n = 4$  ) في ذرة الهيدروجين، فإنه ينتقل إلى المستوى الرئيسي .....  
( أ )  $n = 1$  ( ب )  $n = 2$   
( ج )  $n = 3$  ( د )  $n = 5$
- ٥ - يتكون الطيف الخطي المرئي لذرة الهيدروجين من أربعة خطوط ملونة، أيها منها يكون تردده هو الأصفر ؟ .....  
( أ ) الأخضر . ( ب ) الأزرق  
( ج ) الأحمر . ( د ) البنفسجي
- ٦ - من فروض نموذج ذرة بور .....  
( أ ) تستطيع الإلكترونات أن تكتسب أي قدر من الطاقة  
( ب ) يستحيل تحديد مسار الإلكترونات بدقة  
( ج ) تحديد طاقة الإلكترونات في مستويات الطاقة المختلفة من خلال فكرة الكم.  
( د ) ( أ ) ، ( ج ) معاً

- ١ - أيًا من العبارات الآتية تعتبر غير صحيحة ؟  
( أ ) الطيف الخطي لذرة الهيدروجين يتكون من أربعة ألوان غير متصلة.  
( ب ) الإلكترونات لها طبيعة مزدوجة  
( ج ) نموذج ذرة بور أدخل فكرة الكم في تحديد طاقة الإلكترونات في مستويات الطاقة.  
( د ) في حالة عدم فقد أو اكتساب طاقة توصف الذرة بأنها مستقرة.
- ٢ - عند تقريب أحد أملاح الليثيوم إلى المنطقة غير المضئنة من لهب بزن، فإنه يتلون باللون الأحمر، ويفسر ذلك بأن الإلكترونات في ذرات الليثيوم المثارة.....  
( أ ) تنفذ من الذرات. ( ب ) يزداد عددها.  
( ج ) تعود إلى مستوى طاقتها المستقر.  
( د ) تنتقل إلى مستويات طاقة أعلى.
- ٣ - نموذج ذرة بور .....  
( أ ) افترض أن الإلكترون يشغل مستوى طاقة محدد فقط  
( ب ) فسّر الطيف الخطي لذرة الهيدروجين فقط.  
( ج ) تتنبأ بمستويات الطاقة المختلفة في الذرات متعددة الإلكترونات.  
( د ) ( أ ) - ( ب ) معاً.

## النظرية الذرية الحديثة

قامت النظرية الذرية الحديثة في تركيب الذرة على تعديلات أساسية في نموذج بور وكان أهم هذه التعديلات



## [1] الطبيعة المزدوجة للإلكترون-

لك أي أن الإلكترون جسيم مادي له خواص موجية.

## [2] مبدأ عدم التأكد لـ "هايزنبرج"

قد توصل هايزنبرج باستخدام ميكانيكا الكم إلى مبدأ مهم هو:-

" أن تحديد مكان وسرعة الإلكترون معاً في وقت واحد يستحيل عملياً "

وإنما نتحدث بلغة الاحتمالات هو الأقرب إلى الصواب حيث يمكننا أن نقول من المحتمل بقدر كبير أو صغير وجود الإلكترون في هذا المكان.

## [3] المعادلة الموجية لـ "شرودنجر"

• بناءً على أفكار "بلانك" و"أينشتاين" و"دي براولي" و"هايزنبرج" تمكن شرودنجر من وضع معادلة موجية لحركة الإلكترون في الذرة

• وبحل هذه المعادلة أمكن:- النتائج المترتبة على حل معادلة شرودنجر

- 1 إيجاد مستويات الطاقة المسموح بها.
- 2 تحديد منطقة حول النواة التي يزيد فيها احتمال تواجد الإلكترونات في كل مستوي طاقة .
- 3 أعطى الحل الرياضي لمعادلة شرودنجر أربعة أعداد سميت بأعداد الكم

## كم الأوربيتال

لك منطقة داخل السحابة الإلكترونية يزداد احتمال تواجد الإلكترون فيها .

## كم السحابة الإلكترونية-

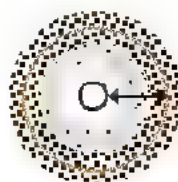
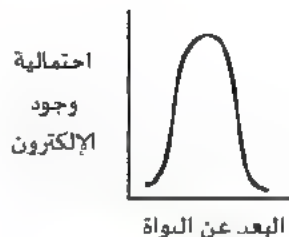
لك هي منطقة من الفراغ المحيط بالنواة . والتي يحتمل وجود الإلكترون فيها في كل الاتجاهات والأبعاد.

## كم علل: ذرة الميذروجين ليس لها مسطحة

لك لأن الإلكترون يدور في جميع الاتجاهات والأبعاد حول النواة فيما يعرف بالسحابة الإلكترونية وهذا يجعل الذرة مجسمة وذات أبعاد ثلاثية وليست مسطحة

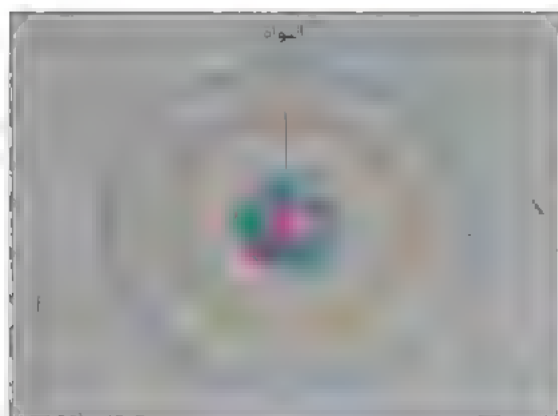
الأوربيئال بمفهوم النظرية الموجية

مناطق داخل السحابة الإلكترونية يزداد فيها احتمال تواجد الإلكترون .

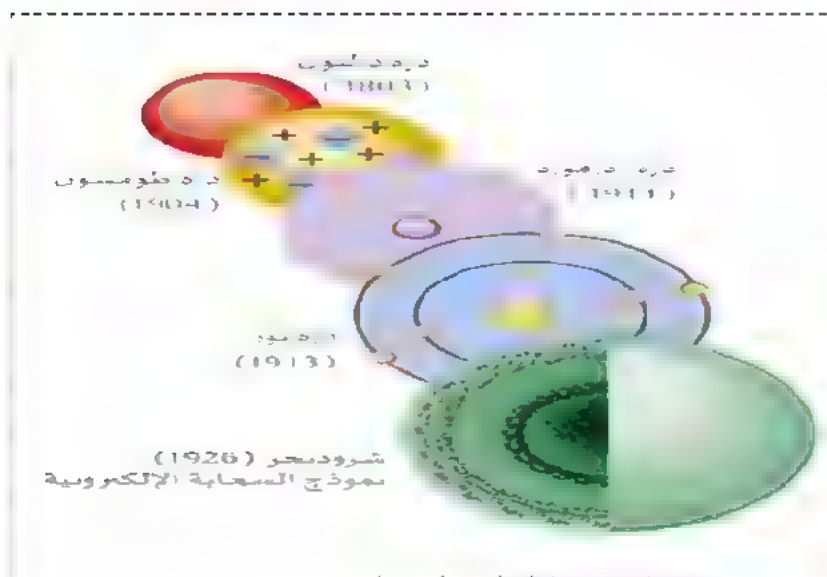
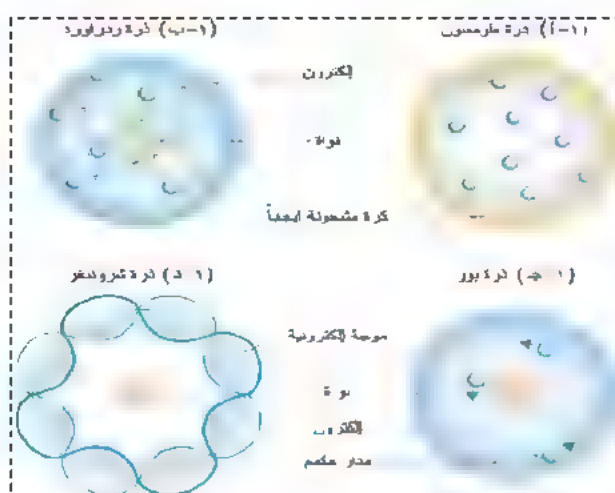


المدار بمفهوم " ( بور )

هو مسار دائري محدد وثابت تدور فيه الإلكترونات حول النواة  
المناطق بين المدارات منطقة محرمة على الإلكترونات



A ..... B





## ملاحظات

• عدد مستويات الطاقة الرئيسية في أنقل الذرات سبعة (7) وهي في الحالة المستقرة.

K	L	M	N	O	P	Q
1	2	3	4	5	6	7

عدد الإلكترونات التي يتشبع بها مستوى طاقة رئيسي معين يساوي ضعف مربع رقم المستوى أي  $2n^2$  حيث  $n$  رقم المستوى.

• لا تنطبق العلاقة  $2n^2$  على المستويات الأعلى من المستوى الرابع.  
لأن الذرة تصبح غير مستقرة إذا زاد عدد الإلكترونات بمستوى طاقة رئيسي عن 32 إلكترون

المستوى الأساسي	الرقم (n)	عدد الإلكترونات التي يتشبع بها ( $2n^2$ )
K	1	$2 = 1^2 \times 2$
L	2	$8 = 2^2 \times 2$
M	3	$18 = 3^2 \times 2$
N	4	$32 = 4^2 \times 2$

• يحتوي كل مستوى طاقة رئيسي على عدد من مستويات الطاقة الفرعية تساوي رقمه .  
تأخذ المستويات الفرعية الرموز (f, d, p, s)

المستوى الرئيسي	الرقم (n)	محدد المستويات الفرعية
K	1	1s
L	2	2s, 2p
M	3	3s, 3p, 3d
N	4	4s, 4p, 4d, 4f

كما لا يزيد عدد المستويات الفرعية عن 4 مستويات.

كما يكتب رقم المستوى الرئيسي (عدد الكم الرئيسي) أمام رمز المستوى الفرعي التابع لمستوى طاقة رئيسي معين.

كما تختلف المستويات الفرعية لنفس المستوى الرئيسي في الشكل وتختلف اختلافاً بسيطاً في الطاقة

ويمكن ترتيبها حسب طاقتها كالآتي  $f > d > p > s$

كما لا توجد المستويات الفرعية الأتية في أي ذرة ( 3f , 2d , 1p ) علل

لأن المستوى الأول الأساسي K يحتوي على مستوى فرعي واحد هو 1s فلا يوجد مستوى فرعي 1p

والمستوى الثاني الأساسي L يحتوي على مستويين فرعيين هما 2s, 2p فلا يوجد مستوى فرعي 2d

والمستوى الثالث الأساسي M يحتوي على ثلاث مستويات فرعية هم 3s, 3p, 3d فلا يوجد مستوى فرعي 3f

• كل مستوى فرعي يتكون من عدد فردي من الأوربيتالات • كل أوربيتال لا يتسع لأكثر من إلكترونين

المستوى الفرعي	s	p	d	f
عدد الأوربيتالات	1	3	5	7
عدد الإلكترونات	2	6	10	14



علل

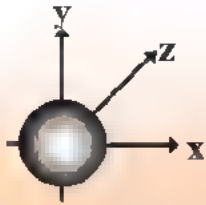
• يتشبع المستوى الفرعي s بالإلكترونين.  $\uparrow\downarrow$

• يتشبع المستوى الفرعي p بستة إلكترونات.  $\uparrow\downarrow$

• يتشبع المستوى الفرعي d بعشرة إلكترونات.  $\uparrow\downarrow$

• يتشبع المستوى الفرعي f بأربعة عشر إلكترونات.  $\uparrow\downarrow$

### المستوى الفرعي S



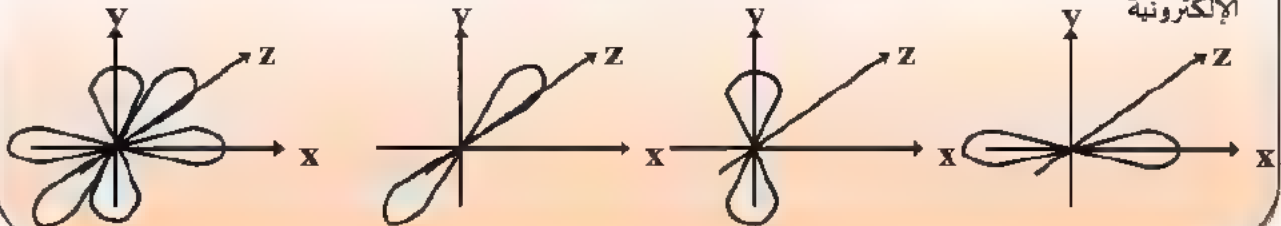
له أوربيتال واحد شكله كروي متماثل حول النواة.

حجم وطاقة المستوى الفرعي 2S أكبر من حجم وطاقة المستوى الفرعي 1S ولكن لكل منهما نفس الشكل.

### المستوى الفرعي p

يحتوي على ثلاثة أوربيتالات متعامدة على بعضها  $[p_x, p_y, p_z]$ .

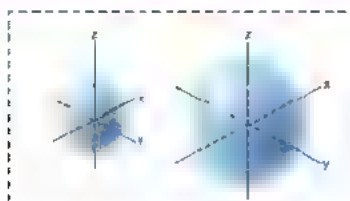
حيث تأخذ الكثافة الإلكترونية لكل أوربيتال منها شكل كمثرين متقابلتين عند الرأس في نقطة تنعدم عندها الكثافة الإلكترونية



• الأوربيتالات الثلاثة لمستوى طاقة فرعي P لها نفس الشكل والطاقة ومختلفة في الاتجاه

• طاقة المستوى الفرعي 3P أكبر من طاقة المستوى الفرعي 2P

وهكذا طاقة المستوى الفرعي 4P أكبر من طاقة المستوى الفرعي 3P



في الشكل المقابل أيهما يمثل المستوى الفرعي 2S

## ← مستوى الفرعي d

يتكون من خمس (5) أوربيتالات متساوية في الطاقة

أوربيتالات المستوى الفرعي  
الواحد متساوية في الطاقة  
ومتشابهة في الشكل .  
ومختلفة في الاتجاه

● طاقة المستوى الفرعي 4d أكبر من طاقة المستوى الفرعي 3d

● طاقة المستوى الفرعي 5d أكبر من طاقة المستوى الفرعي 4d.

## ← مستوى الفرعي f

يتكون من سبع (7) أوربيتالات متساوية في الطاقة .

● طاقة المستوى الفرعي 5f أكبر من طاقة المستوى الفرعي 4f

خلي بالك

● المستويات الفرعية تأخذ الرموز (f, d, p, s).

● المستويات الفرعية لنفس المستوى الرئيسي مختلفة في الشكل ومتقاربة في الطاقة

● حيث نجد أن (f &gt; d &gt; p &gt; s) .

● تختلف طاقة المستويات الفرعية و أحجامها تبعاً لبعدها عن النواة

$$(4s > 3s > 2s > 1s)$$

● أوربيتالات المستوى الفرعي الواحد متساوية في الطاقة ومتشابهة في الشكل ومختلفة في الاتجاه

(  $P_x$  ,  $P_y$  ,  $P_z$  ) لهما نفس الطاقة والشكل ومختلفة في الاتجاه

اختر الإجابة الصحيحة

## ❶ المستويات الفرعية للمستوي الرئيسي L

أ	مختلفة في الشكل ومتقاربة في الطاقة	ج	متماثلة في الشكل ومتقاربة في الطاقة
ب	مختلفة في الشكل ومتساوية في الطاقة	د	متماثلة في الشكل ومتساوية في الطاقة

## ❷ أوربيتالات المستوى الفرعي 3p

أ	متساوية في الطاقة ومتشابهة في الشكل ومختلفة في الاتجاه	ج	متساوية في الطاقة ومتشابهة في الشكل ولها نفس الاتجاه
ب	مختلفة في الطاقة ومتشابهة في الشكل ومختلفة في الاتجاه	د	مختلفة في الطاقة والشكل والاتجاه



وقد أعطى الحل الرياضى لمعادلة شرودنجر أربعة أعداد سميت بأعداد الكم.

### كم أعداد الكم

لكم أعداد تحدد أحجام الحيز من الفراغ الذى يكون احتمال الإلكترونات فيها أكبر ما يمكن (الأوربيتالات) كما تحدد عدد الأوربيتالات وطاقتها وأشكالها واتجاهاتها الفراغية بالنسبة لمحاور الذرة.

١ عدد الكم الرئيسي (n)	يصف بعد الإلكترون عن لنواة
٢ عدد الكم الثانوي (l)	يصف اشكال السحابة الالكترونية للمستويات الفرعية
٣ عدد الكم المغناطيسى (m <sub>l</sub> )	يصف شكل ورقم الأوربيتال الذى يوحد به الإلكترون
٤ عدد الكم المغزلي (m <sub>s</sub> )	يصف الدوران المغزلي للإلكترون

وتشمل أربعة أعداد

### كم عدد الكم الرئيسى (n)

لكم استخدمه بور في تفسير طيف ذرة الهيدروجين ويرمز له بالرمز (n)

لكم يستخدم عدد الكم الرئيسى في تحديد:-

• رقم ( رتبة ) مستويات الطاقة الرئيسة.

• عدد الإلكترونات التى يتشبع بها كل مستوى رئيسى وهو يساوى  $2n^2$  (ضعف مربع رقم المستوى)

لكم عدد صحيح وبأخذ القيم 1، 2، 3، 4، .....،

لكم لا يأخذ قيمة الصفر أو قيم غير صحيحة.

### كم عدد الكم الثانوي (l)

لكم يستخدم في تحديد مستويات الطاقة الفرعية في كل مستوى طاقة رئيسى .

لكم قيمة عدد الكم الثانوي (l) ( 0 : (n-1) ]

f	d	p	s	رموز المستويات الفرعية
3	2	1	0	قيمة عدد الكم الثانوي (l) [ 0 : (n-1) ]

• تأخذ المستويات الفرعية الرموز

والقيم الموصحة بالجدول التالي :

### تدريب

١ ما قيم l المحتملة عندما يكون  $n = 4$  ؟ 0 أو 1 أو 2 أو 3



٢ ما قيمة l المحتملة للإلكترون ما في المستوى الرئيسى L



٣ اذكر مستويات الطاقة الفرعية الموجودة بذرة عنصر ما مستوى الطاقة الرئيسى الأخير بها L



المستوي الرئيسي	قيمة عدد الكم الرئيسي ( $\ell$ )	المستويات الفرعية	قيمة عدد الكم الثانوي ( $\ell$ )
K	1	1s	0
L	2	2s	0
		2p	1
M	3	3s	0
		3p	1
		3d	2
N	4	4s	0
		4p	1
		4d	2
		4f	3

### عدد الكم المغناطيسي ( $m_\ell$ )

يستخدم في تحديد عدد أوربيتالات كل مستوى طاقة فرعي من العلاقة  $(2\ell + 1)$  وهو عدد فردي دائما

يستخدم في تحديد الاتجاهات الفراغية للأوربيتالات .

يمثل قيم عددية صحيحة تتراوح ما بين  $(-\ell, 0, +\ell, \dots)$

يوضح الجدول قيم عدد الكم المغناطيسي المحتملة لذرة ( $n = 4$ )

المستوي الرئيسي	قيمة عدد الكم الرئيسي ( $\ell$ )	المستويات الفرعية	قيمة عدد الكم الثانوي ( $\ell$ )	قيم عدد الكم المغناطيسي $m_\ell$
K	1	1s	0	0
L	2	2s	0	0
		2p	1	-1, 0, +1
M	3	3s	0	0
		3p	1	-1, 0, +1
		3d	2	-2, -1, 0, +1, +2
N	4	4s	0	0
		4p	1	-1, 0, +1
		4d	2	-2, -1, 0, +1, +2
		4f	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3

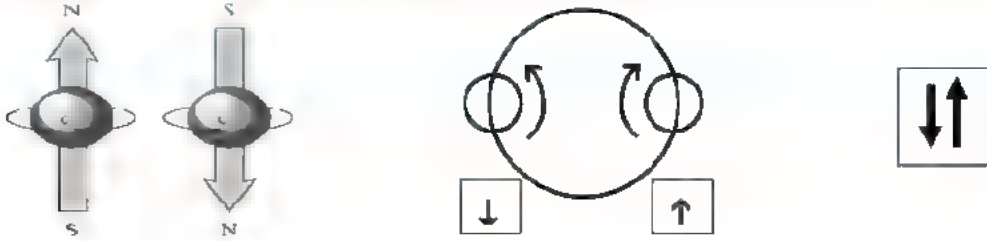


ما قيم المحتملة  $m_\ell$  عندما يكون  $\ell = 2$

تدريب

عدد الكم المغزلي ( $m_s$ )

للمستخدم في تحديد نوعية حركة الإلكترون المغزلية في الأوربيتال في اتجاه عقارب الساعة (  $\uparrow$  ) أو عكسها (  $\downarrow$  )  
للم تكون قيمة عدد الكم المغزلي ( $m_s$ ) اتجاه عقارب الساعة (  $\uparrow$  )  $+\frac{1}{2}$  أو عكسها (  $\downarrow$  )  $-\frac{1}{2}$



لا ينسج أي أوربيتال لأكثر من 2 إلكترون [  $\uparrow\downarrow$  ]. يدور كل منهما حول محوره ، وذلك أثناء دورانه حول النواة .

• لكل إلكترون حركتان هما : ① حركة حول محوره (نفسه) تسمى حركة مغزلية ② حركة حول النواة تسمى حركة دورانية

كما لا يسافر الإلكترونان في الأوربيتال الواحد. بالرغم من أن إلكتروني الأوربيتال الواحد يحملان نفس الشحنة السالبة علل  
• نتيجة دوران الإلكترون حول محوره يتكون له مجال مغناطيسي في اتجاه عكس اتجاه المجال المغناطيسي للإلكترون الثاني [  $\uparrow\downarrow$  ] وبذلك تقل قوى التنافر بين الإلكترونين.

العلاقة بين رقم المستوى الرئيسي  $n$  وعدد المستويات الفرعية وعدد الأوربيتالات وعدد الإلكترونات

- \* كل مستوي طاقة رئيسي
  - ◀ يتكون من عدد من المستويات الفرعية يساوي رقمه  $n$
  - ◀ يتكون من عدد من الأوربيتالات يساوي مربع رقم المستوى أي  $n^2$
  - ◀ يتشبع بعدد من الإلكترونات يساوي ضعف مربع رقم المستوى  $2n^2$ .
- \* كل مستوي طاقة فرعي
  - ◀ يتكون من عدد فردي من الأوربيتالات يساوي  $(2l + 1)$
  - ◀ يتشبع بإلكترونين

المستوى الرئيسي	رقم المستوى	المستويات الفرعية	عدد أوربيتالات المستوى الرئيسي	عدد الإلكترونات المستوى الرئيسي
K				
L				
M				
N				



حدد القيم الممكنة لعدد الكم الثانوي و المغناطيسي للإلكترون الذي عدد كمي الأساسي (  $n = 2$  )

حدد عدد الكم الرئيسي والثانوي والمغناطيسي والمغزلي للإلكترونات التي تقع في المستويات الفرعية التالية  
1s , 2p , 3d , 4f

المستوي الفرعي	قيمة عدد الكم الرئيسي	قيمة عدد الكم الثانوي	قيمة عدد الكم المغناطيسي	قيمة عدد الكم المغزلي
1s				
2p				
3d				
4f				

اختر الإجابة الصحيحة

١ أي من قيم اعداد الكم التالية تتضمن خطأ

أ	$n = 2 , \ell = 1 , m_\ell = +1$	ج	$n = 4 , \ell = 2 , m_\ell = +1$
ب	$n = 3 , \ell = 3 , m_\ell = -2$	د	$n = 3 , \ell = 0 , m_\ell = 0$

٢ أي من قيم اعداد الكم تعبر عن إلكترون ما في أحد أوربيبتالات المستوي الفرعي 3p

أ	$n = 3 , \ell = 2 , m_\ell = -1$	ج	$n = 3 , \ell = 0 , m_\ell = +1$
ب	$n = 3 , \ell = 0 , m_\ell = 0$	د	$n = 3 , \ell = 1 , m_\ell = 0$

٣ الإلكترون الذي له قيم اعداد الكم  $n = 4 , \ell = 3 , m_\ell = +2 , m_s = +\frac{1}{2}$  يوجد في المستوي الفرعي ....

أ	5p	ب	6s	ج	3d	د	4f
---	----	---	----	---	----	---	----

## قواعد التوزيع الإلكتروني

هناك ثلاث قواعد يتم علي أساسها التوزيع الإلكتروني في الذرة وهم :

① مبدأ باولي للإستبعاد ② مبدأ البناء التصاعدي ③ قاعدة هوند

## ① مبدأ باولي للإستبعاد

للم لا يتفق الكترونين في ذرة واحدة في نفس أعداد الكم الأربعة

اعداد الكم الأربعة	n	l	$m_l$	$m_s$
الإلكترون الأول	3	0	0	+1/2
الإلكترون الثاني	3	0	0	-1/2

كم مثال : الكترونى المستوى الفرعى  $3s^2$

يتفقان في عدد الكم الرئيسى والثانوى والمغناطيسى

ويختلفان في قيمة عدد الكم الغزلى

## ② مبدأ البناء التصاعدي

لا بد للإلكترونات أن تملأ المستويات الفرعية ذات الطاقة المنخفضة أولاً ثم المستويات الفرعية ذات الطاقة الأعلى.

ترتيب المستويات الفرعية تصاعديا حسب الطاقة كما يلي .

1s 2s,2p 3s,3p 4s,3d,4p 5s,4d,5p 6s,4f,5d,6p 7s,5f,6d,7p

علل

كم يملأ المستوى الفرعى " 4s " بالالكترونات قبل المستوى الفرعى " 3d "

للم لأن طاقة المستوى الفرعى 4s أقل من طاقة المستوى الفرعى 3d

ترتيب مستويات الطاقة الفرعية تبعا للطاقة بناء علي :

## ① مجموع ( n + l )

## ② رتبة مستوى الطاقة الرئيسى

وذلك في حالة تساوي مجموع ( n + l )

طاقة المستوى الفرعى 3p أقل من طاقة المستوى الفرعى 4s لأن قيمة n للمستوى الفرعى 3p أقل مما للمستوى الفرعى 4s

طاقة المستوى الفرعى 4s أقل من طاقة المستوى الفرعى 3d لأن مجموع ( n + l ) للمستوى الفرعى 4s أقل مما للمستوى الفرعى 3d

العصر	توزيع الإلكترونات فى المستويات الفرعية مبدأ البناء التصاعدي	توزيع الإلكترونات فى المستويات الرئيسية				
		K	L	M	N	O
${}_1\text{H}$	$1s^1$	1				
${}_3\text{Li}$	$1s^2 - 2s^1$	2	1			
${}_7\text{N}$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^3$	2	5			
${}_{11}\text{Na}$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^6 - 3s^1$	2	8	1		

كأمثلة على توزيع الإلكترونات في المستويات المختلفة

العنصر	توزيع الإلكترونات في المستويات الفرعية مبدأ البناء التصاعدي	توزيع الإلكترونات في المستويات الرئيسية				
		K	L	M	N	O
$_{19}\text{K}$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^6 - 3s^2 - 3p^6 - 4s^1$	2	8	8	1	
$_{20}\text{Ca}$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^6 - 3s^2 - 3p^6 - 4s^2$	2	8	8	2	
$_{21}\text{Sc}$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^6 - 3s^2 - 3p^6 - 4s^2 - 3d^1$	2	8	9	2	
$_{26}\text{Fe}$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^6 - 3s^2 - 3p^6 - 4s^2 - 3d^6$	2	8	14	2	

إذا انتهى التوزيع الإلكتروني للعنصر بالمستوى الفرعي  $d$  وكان يحتوي على ( 4 ) أو ( 9 ) إلكترون .

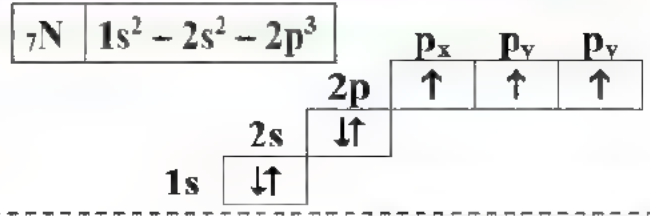
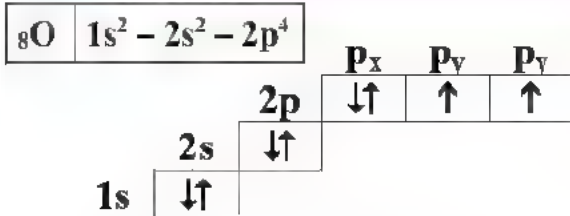
فلا بد من انتقال إلكترون من المستوى الفرعي  $4s$  إلى المستوى الفرعي  $3d$

ليصبح المستوى الفرعي  $d$  مكتمل أو نصف مكتمل مما يجعل الذرة أكثر استقراراً.

$_{24}\text{Cr}$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^6 - 3s^2 - 3p^6 - 4s^1 - 3d^5$
$_{29}\text{Cu}$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^6 - 3s^2 - 3p^6 - 4s^1 - 3d^{10}$

لا يحدث ازدواج بين الكترونين في أوربيتال مستوى فرعي معين  
الا بعد ان تشغل أوربيتالاته فرادى أولاً لأن ذلك أفضل لها من حيث الطاقة

❶ قاعدة هوند



❷ علل لما يأتي :

(1) تتوزع الإلكترونات فرادى أولاً في أوربيتالات المستوى الفرعي الواحد قبل أن تزوج.

لأن ذلك أفضل له من جهة الطاقة لأنه عند ازدواج إلكترونين في أوربيتال واحد وبالرغم من أن غزلهما معاكس إلا أن هناك قوة تنافر بينهما تعمل على تقليل استقرار الذرة أي زيادة طاقتها.

(2) غزل الإلكترونات المفردة يكون في اتجاه واحد

لأن هذا الوضع يعطي الذرة أكبر قدر ممكن من الاستقرار.

(3) يفضل الإلكترون أن يزدوج مع إلكترون آخر في أحد أوربيتالات نفس المستوى الفرعي على الدخول إلى أوربيتال مستقل في المستوى الفرعي التالي له في الطاقة

لأن قوة التنافر الناشئة بينهما عند الازدواج أقل بكثير من الطاقة اللازمة لوجوده في مستوى طاقة فرعي أعلى في الطاقة وبذلك تكون الذرة أقل طاقة وأكثر استقراراً.

(4) في ذرة O يفصل الإلكترون الرابع أن يزدوج مع إلكترون آخر في نفس المستوى الفرعي عن الدخول في أوربيتال مستقل في المستوى الفرعي التالي

لأن



كم الطريقة المختصرة للتوزيع الإلكتروني بدلالة الغاز الخامل كالتالي

2He : 2s	10Ne : 3s	18Ar : 4s	36Kr : 5s	54Xe : 6s	86Rn : 7s
----------	-----------	-----------	-----------	-----------	-----------

التوزيع بالغاز الخامل	التوزيع بمبدأ البناء التصاعدي	
التوزيع الإلكتروني	التوزيع الإلكتروني	العنصر
( <sub>10</sub> Ne) 3S <sup>2</sup> , 3P <sup>5</sup>	1S <sup>2</sup> , 2S <sup>2</sup> , 2P <sup>6</sup> , 3S <sup>2</sup> , 3P <sup>5</sup>	الكبريت <sub>16</sub> S
( <sub>18</sub> Ar) 4S <sup>2</sup>	1S <sup>2</sup> , 2S <sup>2</sup> , 2P <sup>6</sup> , 3S <sup>2</sup> , 3P <sup>6</sup> , 4S <sup>2</sup>	الكالسيوم <sub>20</sub> Ca

إذا انتهى التوزيع الإلكتروني بالمستوي الفرعي d عند تكون الأيون يفقد أولاً إلكترونات s لأنه أبعد عن النواة ثم إلكترونات d بالتتابع

الأيون الموجب : ( الكاتيون ) ذرة عنصر فلزي فقدت إلكترون أو أكثر  
الأيون السالب : ( الأنيون ) ذرة عنصر لا فلز اكتسبت إلكترون أو أكثر

<sub>26</sub>Fe<sup>+2</sup><sub>8</sub>O<sup>2-</sup>اكتب التوزيع الإلكتروني <sub>19</sub>K

تدريب

العنصر ( الأيون )	التوزيع بمبدأ البناء التصاعدي	التوزيع بالغاز الخامل
<sub>19</sub> K	.....	.....
<sub>26</sub> Fe <sup>+2</sup>	.....	.....
<sub>8</sub> O <sup>2-</sup>	.....	.....

3p<sup>5</sup> ②عنصر ينتهي توزيعه الإلكتروني 4s<sup>2</sup> ①

4s <sup>2</sup>	3p <sup>5</sup>	
		العدد الذري
		عدد البروتونات
		عدد المستويات الفرعية
		عدد الأوربياتلات المشغولة بالإلكترونات
		عدد الأوربياتلات الممتلئة
		عدد الأوربياتلات النصف ممتلئة
		عدد مستويات الطاقة الرئيسية الممتلئة
		عدد مستويات الطاقة الرئيسية غير الممتلئة
		التوزيع الإلكتروني لأيون

## ملاحظات

عدد الكم الرئيسي لأي الكترون في المستويات الفرعية يساوى الرقم الذى يكتب امامه

عدد الكم الثانوى  $\ell$  لأي الكترون في المستويات الفرعية يساوى

s	p	d	f
0	1	2	3

عدد الكم المغناطيسى لأي الكترون في المستويات الفرعية يساوى  $\ell$  ،  $+\ell$  ،  $0$  ،  $-\ell$  ، .....

عدد الكم المغزلى لأي الكترون في المستويات الفرعية يساوى  $+1/2$  أو  $-1/2$

مثال : الكترونات المستوى الفرعى  $2p^6$

الالكترون السادس	الالكترون الخامس	الالكترون الرابع	الالكترون الثالث	الالكترون الثانى	الالكترون الأول	اعداد الكم الأربعة
2	2	2	2	2	2	n
1	1	1	1	1	1	$\ell$
+1	0	-1	+1	0	-1	$m_\ell$
-1/2	-1/2	-1/2	+1/2	+1/2	+1/2	$m_s$

حدد القيم المحتملة لأعداد الكم للإلكترون الأخير في ذرة  ${}^9F$

حدد القيم المحتملة لأعداد الكم للإلكترون الأخير في ذرة  ${}^{11}Na$

حدد ذرة عنصر الإلكترون الأخير قيم أعداد الكم  $3, 1, 0, -1/2$

حدد العدد الذري

عدد المستويات الفرعية

عدد الأوربيتالات المشغولة

عدد الأوربيتالات الممتلئة

عدد الأوربيتالات النصف ممتلئة

عدد الكترونات المستوى الرئيسى الثالث





اختر الإجابة الصحيحة

- ١ - ما عدد الكم الذي لا يأخذ قيمة zero ، أو قيمة غير صحيحة ؟ .....  
 ( أ ) الرئيسي.  
 ( ب ) الثانوي  
 ( ج ) المغنطيسي.  
 ( د ) المغزلي
- ٢ - أيًا من قيم أعداد الكم الآتية تعبر عن إلكترون ما في أحد أوربيبتالات المستوى الفرعي  $3p$  ؟  
 ( أ )  $n=3, l=2, m_l=1$   
 ( ب )  $n=3, l=0, m_l=0$   
 ( ج )  $n=3, l=0, m_l=+1$   
 ( د )  $n=3, l=1, m_l=0$
- ٣ - ما أكبر عدد من الإلكترونات يكون لها عددي الكم  $(n=4, l=1)$  في نفس الذرة ؟ ..... إلكترون.  
 ( أ ) 2 ( ب ) 6 ( ج ) 8 ( د ) 10
- ٤ - إلكترونات مستوى الطاقة الفرعي  $5d$  في أحد الذرات لا يمكن أن يكون عدد الكم المغنطيسي لها .....  
 ( أ ) +1 ( ب ) 1 ( ج ) +2 ( د ) +3
- ٥ - الإلكترون الذي قيم أعداد الكم الأربعة له  $(n=4, l=3, m_l=+2, m_s=+\frac{1}{2})$  :  
 يوجد في المستوى الفرعي .....  
 ( أ )  $3d$  ( ب )  $4f$   
 ( ج )  $5p$  ( د )  $6s$
- ٦ - الإلكترونات الموجودة في مستوى الطاقة K  
 ( أ ) تتفق في عدد الكم  $(n)$  فقط  
 ( ب ) تتفق في عدد الكم  $(l)$  فقط  
 ( ج ) تتفق في عدد الكم  $(m_l)$  فقط  
 ( د ) جميع ما سبق
- ٧ - أيهما يكون أسهل .. فقد إلكترون من  $3d$  أم من  $4s$  ؟ .....  
 ( أ )  $4s$  يكون أكثر سهولة لأنه أقرب للنواة من  $3d$   
 ( ب )  $4s$  يكون أقل سهولة لأنه أقرب للنواة من  $3d$   
 ( ج )  $4s$  يكون أكثر سهولة لأنه أبعد عن النواة من  $3d$   
 ( د )  $4s$  يكون أقل سهولة لأنه أبعد عن النواة من  $3d$

- ٨ - أيًا من أعداد الكم لا تتضمن خطأ ؟  
 ( أ )  $n=5, l=3, m_l=3$   
 ( ب )  $n=3, l=1, m_l=2$   
 ( ج )  $n=4, l=0, m_l=+1$   
 ( د )  $n=3, l=2, m_l=3$
- ٩ - أيًا من أعداد الكم تتضمن خطأ ؟  
 ( أ )  $n=6, l=3, m_l=+2$   
 ( ب )  $n=3, l=2, m_l=0$   
 ( ج )  $n=4, l=0, m_l=3$   
 ( د )  $n=3, l=1, m_l=1$

- ١٠ - الإلكترونان اللذان لهما نفس قيمتي  $m_s, l$  يقعا في نفس .....  
 ( أ ) المستوى الفرعي وليس بالضرورة في نفس المستوى الرئيسي.  
 ( ب ) المستوى الرئيسي ولكن في مستويين فرعيين مختلفين  
 ( ج ) الأوربيبتال.  
 ( د ) المستوى الرئيسي ولكن في أوربيبتالات مختلفة.
- ١١ - أيًا مما يأتي يمثل أعداد الكم المحتملة للإلكترون الأخير في ذرة النيوتروجين ؟ .....  
 ( أ )  $n=2, l=1, m_l=+1, m_s=+\frac{1}{2}$   
 ( ب )  $n=2, l=1, m_l=+1, m_s=-\frac{1}{2}$   
 ( ج )  $n=2, l=1, m_l=1, m_s=+\frac{1}{2}$   
 ( د )  $n=2, l=1, m_l=1, m_s=-\frac{1}{2}$
- ١٢ - إلكترون (X) له أعداد الكم الآتية :  
 $(n=3, l=2, m_l=-1, m_s=-\frac{1}{2})$

- ما أعداد كم الإلكترون (X) الذي له نفس طاقة الإلكترون (X) ولكنه يختلف عنه في حركته المغزلية ؟ ..... على الترتيب.  
 ( أ )  $3, 2, 1, +\frac{1}{2}$   
 ( ب )  $3, 1, -1, \frac{1}{2}$   
 ( ج )  $3, 2, 0, +\frac{1}{2}$   
 ( د )  $2, 1, 0, +\frac{1}{2}$

١٣ - أيًا من الاختيارات التالية تمثل مجموعة أعداد

الكم للإلكترون المفرد في ذرة عنصر الجاليوم

الاختيارات	$n$	$l$	$m_l$	$m_s$
( أ )	3	1	+1	$+\frac{1}{2}$
( ب )	4	0	0	$-\frac{1}{2}$
( ج )	4	1	-1	$+\frac{1}{2}$
( د )	4	2	+1	$+\frac{1}{2}$

- ١٤ - ما عدد الإلكترونات التي تحمل عدد الكم الرئيسي  $(n=4)$  في ذرة البوتاسيوم  $19K$  ؟  
 ( أ ) 16 ( ب ) 26 ( ج ) 36 ( د ) 46
- ١٥ - عدد الأوربيبتالات العميلة بالإلكترونات في ذرة عنصر عدده الذري 16 يساوي .....  
 ( أ ) 1 ( ب ) 7 ( ج ) 8 ( د ) 9
- ١٦ - العنصر الذي عدده الذري 14 تتوزع إلكتروناته في عدد ..... أوربيبتال.  
 ( أ ) 16 ( ب ) 12 ( ج ) 8 ( د ) 7
- ١٧ - في عنصر الحديد  $26Fe$  يتساوى عدد الأوربيبتالات النصف ممتلئة مع عدد الكم .....  
 ( أ ) الرئيسي ( ب ) الثانوي.  
 ( ج ) المغنطيسي ( د ) المغزلي.
- ١٨ - ما التوزيع الإلكتروني الذي يمثل ذرة مثارة ؟  
 ( أ )  $F: 1s^2, 2s^2, 2p^6$   
 ( ب )  $N: 1s^2, 2s^2, 2p^3$   
 ( ج )  $He: 1s^2$  ( د )  $Li: 1s^2, 2p^1$
- ١٩ - أيًا مما يأتي يخالف مبدأ الاستبعاد لباولي ؟

( أ )	$\uparrow$	$\uparrow$		
( ب )	$\uparrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	$\uparrow$
( ج )	$\uparrow$	$\uparrow$	$\downarrow$	$\uparrow$
( د )	$\uparrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	$\uparrow$

ملاحظات

المادة الكيميائية في الرواقي

## 2

1990年12月

 جاكسون JACKSON	 جاكسون JACKSON	 جاكسون JACKSON
 جاكسون JACKSON	 جاكسون JACKSON	 جاكسون JACKSON



## 010931083093

علل

① عناصر المجموعة الواحدة متشابهة في الخواص ؟؟

◀ ج : لأنها تحتوى على نفس عدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الأخير .

② يتشابه خواص عنصري الليثيوم  $Li$  والصوديوم  $Na$  ؟

◀

① عنصر توزيعه الإلكتروني هو  $[18Ar] 4s^2, 3d^5$

◀ فإن التوزيع الإلكتروني للعنصر الذى يليه في نفس الدورة

◀ بينما التوزيع الإلكتروني للعنصر الذى يليه في نفس المجموعة

② عنصر توزيعه الإلكتروني هو  $[10Ne] 3s^2, 3p^6$

◀ فإن التوزيع الإلكتروني للعنصر الذى يليه في نفس الدورة

◀ بينما التوزيع الإلكتروني للعنصر الذى يليه في نفس المجموعة

③ إذا كان أعداد الكم للإلكترون الأخير في ذرة عنصر ما  $3, 0, 0, +\frac{1}{2}$

◀ فإن قيم أعداد الكم للإلكترون الأخير للعنصر الذى يليه في نفس المجموعة

◀ بينما قيم أعداد الكم للإلكترون الأخير للعنصر الذى يليه في نفس الدورة

◀ بينما قيم أعداد الكم للإلكترون الأخير للعنصر الذى يقع في نهاية نفس الدورة

① إذا كان أعداد الكم للإلكترون الأخير في ذرة عنصر ما  $3, 1, +1, +\frac{1}{2}$

◀ فإن قيم أعداد الكم للإلكترون الأخير للعنصر الذى يليه في نفس المجموعة

◀ بينما قيم أعداد الكم للإلكترون الأخير للعنصر الذى يليه في نفس الدورة

◀ بينما قيم أعداد الكم للإلكترون الأخير للعنصر الذى يسبقه في نفس الدورة

② إذا كان أعداد الكم للإلكترون الأخير في ذرة عنصر ما  $3, 1, +1, -\frac{1}{2}$

◀ فإن قيم أعداد الكم للإلكترون الأخير للعنصر الذى يليه في نفس المجموعة

◀ بينما قيم أعداد الكم للإلكترون الأخير للعنصر الذى يليه في نفس الدورة

◀ بينما قيم أعداد الكم للإلكترون الأخير للعنصر الذى يقع في بداية نفس الدورة

\*\*\* يقسم الجدول إلى أربع فئات \*\*\*

	s <sup>1</sup>	s <sup>2</sup>
1		
2		
3		
4	فئة s	
5		
6		
7		

d <sup>1</sup>	d <sup>2</sup>	d <sup>3</sup>	d <sup>4</sup>	d <sup>5</sup>	d <sup>6</sup>	d <sup>7</sup>	d <sup>8</sup>	d <sup>9</sup>	d <sup>10</sup>

P <sup>1</sup>	P <sup>2</sup>	P <sup>3</sup>	P <sup>4</sup>	P <sup>5</sup>	P <sup>6</sup>

f <sup>1</sup>	f <sup>2</sup>	f <sup>3</sup>	f <sup>4</sup>	f <sup>5</sup>	f <sup>6</sup>	f <sup>7</sup>	f <sup>8</sup>	f <sup>9</sup>	f <sup>10</sup>	f <sup>11</sup>	f <sup>12</sup>	f <sup>13</sup>	f <sup>14</sup>

### عناصر الفئة p

- مجموعة من العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي P
- وتقع في يمين الجدول الدوري
- وتتضمن 6 مجموعات
- 3A , 4A , 5A , 6A , 7A , 0

### عناصر الفئة s

- مجموعة من العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي s
- وتقع في يسار الجدول الدوري
- وتتضمن مجموعتين
- ( 1A ) ، ( 2A )

### عناصر الفئة d

- مجموعة من العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي d وتقع في وسط الجدول الدوري
- وتتضمن 8 مجموعات ( 10 أعمدة رأسية ) هي : 2B , 1B , 8 , 7B , 6B , 5B , 4B , 3B
- تختلف المجموعة الثامنة عن بقية المجموعات B
- حيث تشمل ثلاث مجموعات رأسية 8 , 9 , 10 . وجود تشابه بين عناصرها الأفقية أكثر من التشابه بين العناصر الرأسية
- يبدأ ظهورها بداية من الدورة الرابعة

يمكن تقسيم العناصر الانتقالية الرئيسية إلى أربع سلاسل أفقية

السلسلة الانتقالية الأولى	السلسلة الانتقالية الثانية	السلسلة الانتقالية الثالثة	السلسلة الانتقالية الرابعة
يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي 3d	يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي 4d	يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي 5d	يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي 6d
تقع في الدورة الرابعة	تقع في الدورة الخامسة	تقع في الدورة السادسة	تقع في الدورة السابعة
تبدأ بعنصر السكندريوم 21Sc (4s <sup>2</sup> , 3d <sup>1</sup> ) وتنتهي بعنصر الخارصين 30Zn (4s <sup>2</sup> , 3d <sup>10</sup> )	تبدأ بعنصر التريوم 39Y (5s <sup>2</sup> , 4d <sup>1</sup> ) وتنتهي بعنصر لكاديميوم 48Cd (5s <sup>2</sup> , 4d <sup>10</sup> )	تبدأ بعنصر اللانثانوم 57La (6s <sup>2</sup> , 5d <sup>1</sup> ) وتنتهي بعنصر الرنبيق 80Hg (6s <sup>2</sup> , 5d <sup>10</sup> )	



### عناصر الفئة f

مجموعة من العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي f وتم فصلها أسفل الجدول الدوري حتى لا يكون الجدول الدوري طويل

تقسم عناصر الفئة f إلى سلسلتين

الأكتييدات	اللانثانيدات
مجموعة من العناصر يتم فيها امتلاء المستوى الفرعي (5f) بالإلكترونات .	مجموعة من العناصر يتم فيها امتلاء المستوى الفرعي (4f) بالإلكترونات .
مستوى التكافؤ الخارجي لجميع عناصرها ينتهي بـ $(7s^2)$ وأيونتها غير مستقرة لذلك تسمى بالعناصر المشعة .	مستوى التكافؤ الخارجي لجميع عناصرها ينتهي بـ $(6s^2)$ لذلك فهي شديدة التشابه ويصعب فصلها عن بعضها ولذلك تسمى بالعناصر الأرضية النادرة
تقع في الدورة السابعة	تقع في الدورة السادسة
تضم 14 عنصر	تضم 14 عنصر

### 1 العناصر الغاملة أو النبيلة

هي عناصر المجموعة الصفرية ( 18 ) .  
تتميز باستقرار نظامها الإلكتروني لأن جميع مستوياتها ممتلئة بالإلكترونات  
ولذلك لا تدخل في التفاعل الكيميائي في الظروف العادية وتكون مركبات بصعوبة .  
تركيبها الإلكتروني ينتهي بـ  $np^6$  ما عدا الهيليوم ينتهي بـ  $1s^2$ .

### 2 العناصر الإنتقالية الداخلية

هي عناصر الفئة f  
يتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي f  
و جميع مستويات الطاقة ممتلئة  
بالإلكترونات ما عدا آخر 3 مستويات

### 3 العناصر الإنتقالية الرئيسية

هي عناصر الفئة d  
يتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي d  
و جميع مستويات الطاقة ممتلئة  
بالإلكترونات ما عدا آخر مستويين

### أنواع العناصر في الجدول الدوري

### 2 العناصر الممتلئة

هي عناصر الفئتين s, p ما عدا العناصر الغاملة .  
جميع مستويات الطاقة ممتلئة بالإلكترونات ما عدا آخر مستوى طاقة رئيسي .  
تميل إلى الوصول إلى التركيب الإلكتروني لأقرب غاز خامل وذلك بفقد أو اكتساب أو المشاركة بالإلكترونات

\*\*\* فئات الجدول وأنواع العناصر \*\*\*

الفئة	نوع العنصر	خواص عناصر الفئة	عددها في كل دورة وتركيبها	موضعها في الجدول
الفئة s	عناصر ممثلة	إلكتروناتها الخارجية تشغل المستوى الفرعي (s)	عصران $s^1, s^2$	يسار الجدول وتشمل عناصر المجموعتين 1A , 2A
الفئة p	عناصر ممثلة	إلكتروناتها الخارجية تشغل المستوى الفرعي (p)	5 عناصر $p^1 : p^5$	يمين الجدول وتشمل عناصر المجموعات 3A, 4A, 5A, 6A, 7A
	عناصر نبيلة		عنصر واحد $np^6$	المجموعة الصفيرية
الفئة d	عناصر انتقالية رئيسية	إلكتروناتها الخارجية تشغل المستوى الفرعي (d)	10 عناصر $d^1: d^{10}$	وسط الجدول وتشمل عناصر المجموعات 3B, 4B, 5B, 6B, 7B , 8 , 1B, 2B
الفئة f	عناصر انتقالية داخلية	إلكتروناتها الخارجية تشغل المستوى الفرعي (f)	14 عنصراً $f^1: f^{14}$	توجد منفصلة أسفل الجدول سلسلة اللانثانيدات و سلسلة الأكتينيدات

تحديد فئة العنصر و نوعه من آخر مستوى فرعي كالتالي

1	كـ لو آخر مستوى nS يكون فئة S ونوعه ممثل ما عدا الهيليوم $He_2$ خامل .
2	كـ لو آخر مستوى $np^{1-5}$ يكون فئة p ونوعه ممثل .
3	كـ لو آخر مستوى $np^6$ يكون فئة p ونوعه خامل .
4	كـ لو آخر مستوى nd ( يملأ فيه الإلكترونات ) يكون فئة d ونوعه عنصر انتقالي رئيسي من : < السلسلة الانتقالية الأولى اذا كان ينتهي بـ d 3 . < السلسلة الانتقالية الثانية اذا كان ينتهي بـ d 4 . < السلسلة الانتقالية الثالثة اذا كان ينتهي بـ d 5 .
5	كـ لو آخر مستوى nf ( يملأ فيه الإلكترونات ) يكون فئة f وعنصر انتقالي داخلي من سلسلة : < اللانثانيدات اذا كان ينتهي بـ 4f < الأكتينيدات اذا كان ينتهي بـ 5f

## تحديد رقم الدورة والمجموعة من التوزيع الإلكتروني

أكبر عدد كم رئيسي ( آخر رقم امام المستوى الفرعي s في التوزيع )

كهرقم  
الدورةكهرقم  
المجموعة

يحدد من آخر مستوى فرعي تم امتلائه بالإلكترونات كالتالي

إذا كان آخر مستوى فرعي هو P					
نجمع الإلكترونات المستوى الفرعي ( P ) + 2 فإذا كان المجموع					
3	4	5	6	7	8
3A	4A	5A	6A	7A	الصفيرية

إذا كان آخر مستوى فرعي هو S	
S <sup>1</sup>	S <sup>2</sup>
1A	2A

إذا كان آخر مستوى فرعي هو d									
نجمع الإلكترونات المستوى الفرعي ( d ) + الإلكترونات s فإذا كان المجموع									
3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
3B	4B	5B	6B	7B	المجموعة الثامنة			1B	2B

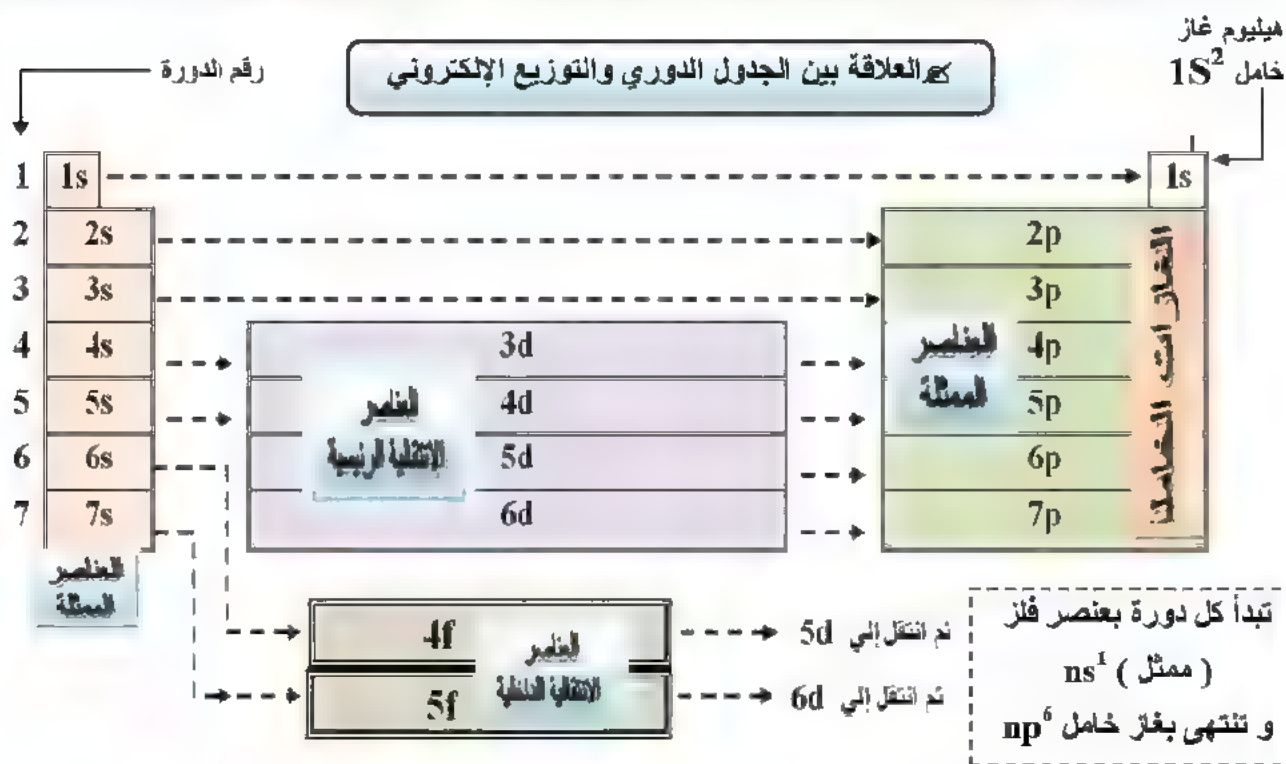
كهرقم  
تدريب

العنصر	التوزيع الإلكتروني	رقم الدورة	رقم المجموعة	الفئة	نوع العنصر	عدد مستويات الطاقة الرئيسية الغير مكتملة
<sup>11</sup> Na	[ <sub>10</sub> Ne] 3s <sup>1</sup>	3	1A	s	مثل	مستوي واحد ( الثالث )
<sup>18</sup> Ar	[ <sub>10</sub> Ne] 3s <sup>2</sup> , 3p <sup>6</sup>	3	الصفيرية	p	غاز خامل	جميع مستوياته ممتلئة
<sup>25</sup> Mn	[ <sub>18</sub> Ar] 4s <sup>2</sup> , 3d <sup>5</sup>	4	7B	d	انتقالي رئيسي	مستويين ( الثالث والرابع )
<sup>35</sup> Br	[ <sub>18</sub> Ar] 4s <sup>2</sup> , 3d <sup>10</sup> , 4p <sup>5</sup>	4	7A	p	مثل	مستوي واحد ( لرابع )
<sup>27</sup> Co	.....	.....	.....	.....	.....	.....
<sup>20</sup> Ca	.....	.....	.....	.....	.....	.....
<sup>18</sup> Ar	.....	.....	.....	.....	.....	.....
<sup>16</sup> S	.....	.....	.....	.....	.....	.....



عدد عناصر الجدول الدوري 118 عنصر تتوزع كالتالي :

الدورة	أنواع العناصر	عدد العناصر	السبب في عدد العناصر في الدورة الأفقية
الدورة الأولى	ممثل وخامل	2	لأنها يتم فيها امتلاء المستوى الفرعي 1s
الدورة الثانية	ممثل وخامل	8	لأنها يتم فيها امتلاء المستويات الفرعية 2s , 2p
الدورة الثالثة	ممثل وخامل	8	لأنها يتم فيها امتلاء المستويات الفرعية 3s , 3p
الدورة الرابعة	ممثل وانتقالي رئيسي وخامل	18	لأنها يتم فيها امتلاء المستويات الفرعية 4s , 3d , 4p
الدورة الخامسة	ممثل وانتقالي رئيسي وخامل	18	لأنها يتم فيها امتلاء المستويات الفرعية 5s , 4d , 5p
الدورة السادسة	ممثل وانتقالي رئيسي وانتقالي داخلي وخامل	32	لأنها يتم فيها امتلاء المستويات الفرعية 6s , 4f , 5d , 6p



① اكتب قيم أعداد الكم المحتملة للإلكترون الأخير لذرة عنصر في بداية الدورة الثالثة

② اكتب قيم أعداد الكم المحتملة للإلكترون الأخير لذرة عنصر في نهاية الدورة الثالثة



ملاحظات

المادة الكيميائية في الحياة

③ الميل الإلكتروني (القابلية الإلكترونية)

⑥ الخاصية الفلزية واللافلزية

⑦ الصفة الحامضية والقاعدية

① نصف القطر

② جهد التأين

① السالبية الكهربية

تخرج خواص العناصر  
في الجدول الدوري



1 نصف قطر الذرة Atomicradius

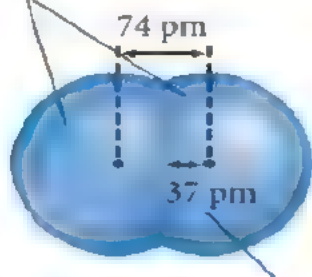
1

أظهرت النظرية الموجية أنه لا يمكن تحديد موقع الإلكترون حول النواة بدقة وبالتالي من الخطأ تعريف نصف قطر الذرة بأنه المسافة من النواة إلى أبعد إلكترون. أي لا يمكن قياس نصف القطر فيزيائياً

① من الخطأ تعريف نصف قطر الذرة بأنه المسافة من النواة إلى أبعد إلكترون

② لا يمكن قياس نصف القطر فيزيائياً

في جزيء الهيدروجين



نصف القطر

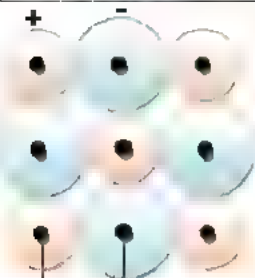
كما نصف قطر الذرة اللافلز :

هو نصف المسافة بين مركزي ذرتين متماثلتين في جزيئ ثنائي الذرة .

كما طول الرابطة :- هو المسافة بين نواتي ذرتين متحدتين .

كما تقدر طول الرابطة بوحدة الإنجستروم (  $A = 10^{-10} m$  )

[1] في حالة تماثل الذرتين	[2] في حالة عدم التماثل
طول الرابطة - 2 × نصف القطر	طول الرابطة التساهمية - نق للذرة الأولى + نق للذرة الثانية
نصف القطر = $\frac{\text{طول الرابطة}}{2}$	مجموع نصفى قطرى الذرتين المكونين للرابطة



طول الرابطة الأيونية

كما طول الرابطة الأيونية: هو المسافة بين مركزي الأيونين في وحدة الصيغة من البلورة

طول الرابطة الأيونية - مجموع نصفى قطرى الأيونين المكونين للرابطة

كما طول الرابطة الأيونية = نصف قطر الكاتيون + نصف قطر الأنيون

كما لاحظ: نصف القطر الأيوني يعتمد على عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة .





بهم من الجدول السابق أكمل مايلي

**✱✱ تدریس ✱✱**

010931083093

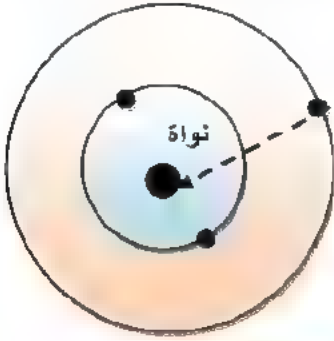
ملاحظات

سلسلة الرازي في الكيمياء

## ملاحظات

المادة الكيميائية في الرواقي



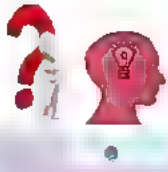


### شحنة النواة الفعالة (Z effect)

كما أثناء دوران الإلكترونات حول النواة تؤثر النواة بقوة جذب في الإلكترون ولا تتأثر إلكترونات التكافؤ في أي ذرة بشحنة النواة كاملة (عدد البروتونات) لأن الإلكترونات الداخلية في المدار المكتمل تحجب جزء من تأثير شحنة النواة ونسبي شحنة النواة الفعلية التي يتأثر بها الكثرين ما في الذرة بشحنة النواة الفعالة

شحنة النواة الفعالة (Z - effect) : هي شحنة النواة الفعلية التي يتأثر بها الكثرين ما في ذرة ما .

علل : شحنة النواة الفعالة أقل من شحنة النواة الموجبة " عدد البروتونات " ؟؟



ج :  
النسبة بين عدد البروتونات ( شحنة النواة ) وشحنة النواة الفعالة  
( أكبر من الواحد الصحيح - أقل من الواحد الصحيح - تساوي الواحد الصحيح )

### مدرج خاصية نصف العطر في الجدول الدوري

1	2	13	14	15	16	17	18
H 37							He 31
Li 152	Be 112	B 85	C 77	N 75	O 73	F 72	Ne 71
Na 186	Mg 160	Al 143	Si 118	P 110	S 103	Cl 100	Ar 98
K 227	Ca 197	Ga 135	Ge 122	As 120	Se 119	Br 114	Kr 112
Rb 248	Sr 215	In 167	Sn 140	Sb 140	Te 142	I 133	Xe 131
Cs 265	Ba 222	Tl 170	Pb 146	Bi 150	Po 168	At 140	Rn 140

تدرج أنصاف الأفطار التساهمية للعناصر  
غير الانتقالية ( عناصر الفئتين s, p )

يقل الحجم الذري لعناصر الدورة الدورة الواحدة بزيادة العدد الذري كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين

يزداد الحجم الذري لعناصر المجموعة الواحدة بزيادة العدد الذري ( كلما تحركنا من أعلى لأسفل )

يقل الحجم الذري

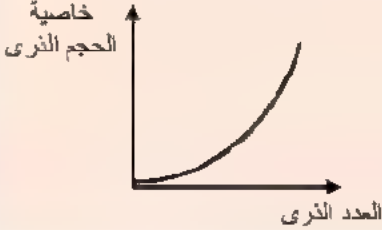
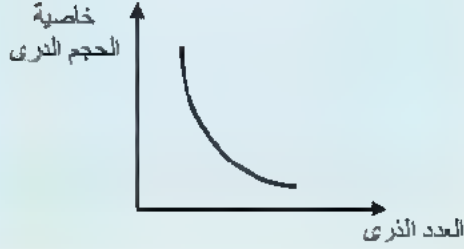
يزداد الحجم الذري

1A  
أكبر ذرات  
العناصر  
حجما

7A  
أقل ذرات  
العناصر  
حجما

في الذرات أو الأيونات المتشابهة في عدد الإلكترونات  
يقل نصف القطر بزيادة العدد الذري  
 $Al^{3+} < Mg^{2+} < Na^{+} < Ne < F^{-}$

تدرج خاصية نصف القطر في الجدول الدوري الحديث

بالنسبة لعناصر المجموعة الواحدة	بالنسبة لعناصر الدورة الواحدة
يزيد نصف القطر (الحجم) من أعلى إلى أسفل بزيادة العدد الذري السبب في ذلك:- (1) زيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية. (2) مستويات الطاقة الرئيسية الممتلئة تقلل من جذب السواة للإلكترونات التكافؤ. (3) زيادة التنافر بين الإلكترونات وبعضها.	يقل نصف القطر (الحجم) من اليسار إلى اليمين بزيادة العدد الذري السبب في ذلك :- بسبب زيادة شحنة النواة الفعالة فتزيد قوة جذب النواة للإلكترونات التكافؤ مما يؤدي إلى نقص نصف القطر.
 <p>خاصية الحجم الذري</p>	 <p>خاصية الحجم الذري</p>

أكبر ذرات العناصر حجماً في الدورة الواحدة هي ذرات عناصر مجموعة الألقا ( 1A )  
أقل ذرات العناصر حجماً في الدورة الواحدة هي ذرات عناصر مجموعة الهالوجينات ( 7A )  
أكبر الذرات حجماً هي ذرة عنصر السيزيوم Cs



علل : 1 نصف قطر ذرة الكلور  $^{35}_{17}\text{Cl}$  أقل من نصف ذرة الماغنسيوم  $^{24}_{12}\text{Mg}$

علل : 2 نصف قطر ذرة الصوديوم  $^{23}_{11}\text{Na}$  أكبر من نصف قطر ذرة الليثيوم  $^{7}_{3}\text{Li}$

- 1 في الدورات الأفقية تقع أكبر الذرات حجماً في ..... وفي المجموعات الرأسية تقع أصغر الذرات حجماً في
- أ- بداية الدورة / بداية المجموعة  
ب- نهاية الدورة / نهاية المجموعة  
ج- نهاية الدورة / بداية المجموعة
- 2 في الدورات الأفقية تقع أكبر الذرات حجماً في ..... وفي المجموعات الرأسية تقع أكبر الذرات حجماً في
- أ- بداية الدورة / بداية المجموعة  
ب- نهاية الدورة / نهاية المجموعة  
ج- نهاية الدورة / بداية المجموعة

حلى  
بالك

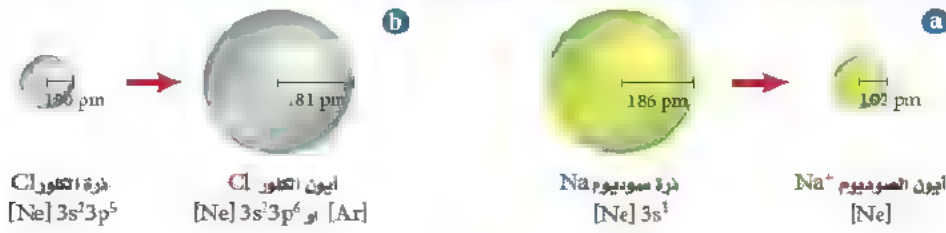
تدريب هام : رتب العناصر الآتية حسب نصف القطر :  $^{11}_{11}\text{Na}$  ,  $^{12}_{12}\text{Mg}$  ,  $^{15}_{15}\text{P}$  ,  $^{17}_{17}\text{Cl}$  ,  $^{19}_{19}\text{K}$   
الحل : نحدد موقع كل عنصر في الجدول ثم نرتب تلك العناصر ثم نذكر تدرج الخاصية:

	1A	2A	5A	7A
الدورة 3	$^{11}_{11}\text{Na}$	$^{12}_{12}\text{Mg}$	$^{15}_{15}\text{P}$	$^{17}_{17}\text{Cl}$
الدورة 4	$^{19}_{19}\text{K}$			

نصف القطر يقل في الدورات الأفقية ويزيد في المجموعات الرأسية بزيادة العدد الذري .

$$^{17}_{17}\text{Cl} < ^{15}_{15}\text{P} < ^{12}_{12}\text{Mg} < ^{11}_{11}\text{Na} < ^{19}_{19}\text{K}$$

## العلاقة بين أنصاف أقطار الذرات وأيوناتها



الشكل 2-13

a. الأيونات الموجبة أصغر حجماً من ذراتها المتعادلة.  
b. الأيونات السالبة أكبر حجماً من ذراتها المتعادلة.

## في حالة العلرات

① تميل الفلزات إلى فقد الإلكترونات تكافؤهما أثناء التفاعلات الكيميائية وتكون أيون موجب (كاتيون)

② نصف قطر الأيون الموجب أصغر من نصف قطر ذرته ؟

علل

ج : لأن عدد البروتونات الموجبة أكبر عدد من الإلكترونات السالبة فتزيد شحنة النواة الفعالة وتزيد قوى جذب النواة للإلكترونات ويقل نصف القطر.

③ كلما زادت شحنة الأيون الموجب كلما قل نصف قطره ؟

علل

ج : لأنه كلما زادت شحنة النواة الفعالة كلما زادت قوى جذب النواة للإلكترونات ويقل نصف القطر.

④ نصف قطر أيون الحديد (III) أقل من نصف قطر أيون الحديد (II) ؟

علل

ج : وذلك لزيادة الشحنة الفعالة للنواة في أيون الحديد (III) عن أيون الحديد (II)

وكلما زادت الشحنة الفعالة للنواة زادت قوى جذب النواة للإلكترونات ويقل نصف القطر.

## في حالة اللافلزات

① تميل اللافلزات إلى اكتساب الإلكترونات أثناء التفاعلات الكيميائية وتكون أيون سالب ( أنيون )

② نصف قطر الأيون السالب أكبر من نصف قطر ذرته

علل

ج : لأن عدد الإلكترونات السالبة أكبر عدد من البروتونات الموجبة فتزداد قوة التنافر بين الإلكترونات السالبة ويزيد نصف القطر.

③ كلما زادت الشحنة السالبة للأيون السالب كلما زاد نصف قطره

علل

ج : لأنه كلما زادت الشحنة السالبة زادت قوى التنافر بين الإلكترونات فيزيد نصف القطر.

④ علل : نصف قطر أيون  $\text{S}^{--}$  أكبر من نصف قطر أيون  $\text{S}^{--}$  ؟

علل

ج : وذلك لزيادة الشحنة السالبة في أيون  $\text{S}^{--}$  عن أيون  $\text{S}^{--}$  وكلما زادت الشحنة السالبة

كلما زادت قوى التنافر بين الإلكترونات ويزيد نصف القطر.



كلما زادت الشحنة الموجبة للأيون يقل نصف القطر			نصف قطر الأيون الموجب > نصف قطر ذرته
$Fe^{3+}$	$Fe^{2+}$	Fe	
كلما زادت الشحنة السالبة للأيون يزداد نصف القطر			نصف قطر الأيون السالب < نصف قطر ذرته
S <sup>---</sup>	S <sup>--</sup>	S	

١ إذا كانت قيم نصف القطر لكل من  $Fe^{3+}$  ،  $Fe^{2+}$  ، Fe كالتالي بدون ترتيب 0.64 A ، 0.75 A ، 1.17 A

حدد قيمة كل منها ؟

٢ يمثل الشكل المقابل ثلاث عناصر هيليوم ، نيون ، أرجون أيهما يمثل عنصر الأرجون



علل

١ نصف قطر أيون الصوديوم  $Na^{+}_{11}$  أقل من نصف قطر ذرة الصوديوم

٢ نصف قطر أيون الكلوريد  $Cl^{-}_{17}$  أكبر من نصف قطر ذرة الكلور

١ طول الرابطة في جزيء  $FeCl_3$  أقصر من طول الرابطة في جزيء  $FeCl_2$

١ طول الرابطة في جزيء  $Fe_2O_3$  أقصر من طول الرابطة في جزيء FeO

٢ طول الرابطة في جزيء  $Cr_2O_3$  أقصر من طول الرابطة في جزيء CrO

١ عند تحول ذرة عنصر البوتاسيوم  $K_{19}$  إلى أيون يتكون ..... يحمل شحنة مقدارها ..... ونصف قطره ..

أ- كاتيون / +1 / أكبر من K ب- أنيون / -1 / أكبر من K ج- كاتيون / +1 / أقل من K د- أنيون / -1 / أقل من K

٢ عند تحول ذرة عنصر البوتاسيوم F و إلى أيون يتكون ..... يحمل شحنة مقدارها ..... ونصف قطره ..

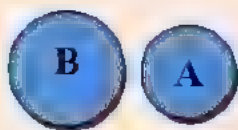
أ- كاتيون / +1 / أكبر من F ب- أنيون / -1 / أكبر من F ج- كاتيون / +1 / أقل من F د- أنيون / -1 / أقل من F

١ طول الرابطة في جزيء CrO ..... طول الرابطة في جزيء  $Cr_2O_3$

أ- أنصر من ب- أكبر من ج- تساوي

١ طول الرابطة في جزيء  $FeCl_3$  ..... طول الرابطة في جزيء  $FeCl_2$

أ- أنصر من ب- أكبر من ج- تساوي



١ في الشكل المقابل أي العبارات صحيحة

أ- A تمثل أيونا موجبا و B ذرة للعنصر نفسه

ب- A تمثل أيونا سالبا و B ذرة للعنصر نفسه



## 2 جهد التأين ( طاقة التأين )

كما إذا اكتسبت الذرة كمية من الطاقة فإن الإلكترونات تنثار وتنتقل إلى مستويات طاقة أعلى .  
أما إذا كانت كمية الطاقة كبيرة نسبياً يفصل أضعف الإلكترونات بالنواة ( الكترونات المستوي الخارجي )  
وتصبح الذرة أيون موجب وتسمى بطاقة التأين ( جهد التأين )

### علل

جهد التأين أكبر من طاقة الإثارة

لأن الطاقة اللازمة لفصل إلكترون عن الذرة أكبر من الطاقة اللازمة لنقل نفس الإلكترون لمستوي طاقة أعلى .

جهد التأين " طاقة التأين "

للمقدار الطاقة اللازمة لإزالة أو فصل أقل الإلكترونات ارتباطاً بالذرة المفردة وهي في الحالة الغازية .

يمكن إزالة إلكترون أو أكثر من الذرة ولذلك فهناك أكثر من جهد تأين لذرة الواحدة  
يعرف بجهد التأين الأول وجهد التأين الثاني ..... وهكذا .

جهد التأين الأول	جهد التأين الثاني	جهد التأين الثالث
مقدار الطاقة اللازمة لإزالة أو فصل أقل الإلكترونات ارتباطاً بالذرة $M \xrightarrow{\text{طاقة}} M^+ + e$	مقدار الطاقة اللازمة لفصل إلكترون من أيون يحمل شحنة موجبة واحدة $M^+ \xrightarrow{\text{طاقة}} M^{2+} + e$	مقدار الطاقة اللازمة لفصل إلكترون من أيون يحمل شحنتين موجبتين $M^{2+} \xrightarrow{\text{طاقة}} M^{3+} + e$
يتكون نتيجة تكون أيون يحمل شحنة موجبة واحدة .	يتكون نتيجة تكون أيون يحمل شحنتين موجبتين .	يتكون نتيجة تكون أيون يحمل ثلاث شحنات موجبة .

عكس نصف القطر

### ندرج خاصية جهد التأين في الجدول الدوري

[1] في الدورات الأفقية:	[2] في المجموعة الرأسية:
<p>كما يزيد جهد التأين من اليسار إلى اليمين بزيادة العدد الذري لأنه بسبب نقص نصف القطر وزيادة الشحنة الفعالة فتزيد قوة جذب النواة للإلكترونات التكافؤ ونحتاج إلى طاقة كبيرة لفصلها</p>	<p>كما يقل جهد التأين من أعلى إلى أسفل بزيادة العدد الذري لأنه بسبب زيادة عدد مستويات الطاقة فيزيد نصف القطر فيقل جذب النواة للإلكترونات التكافؤ ونقل الطاقة اللازمة لفصلها</p>

## علل لما يأتي

جهد تأين البوتاسيوم  $^{19}\text{K}$  أقل من جهد تأين الصوديوم  $^{11}\text{Na}$

جهد تأين الكلور  $^{17}\text{Cl}$  أكبر من جهد تأين الماغنسيوم  $^{12}\text{Mg}$

جهد التأين الأول لعناصر الألقا (1A) أقل من باقي العناصر

يزداد جهد التأين يقل نصف القطر

يزداد  
نصف  
القطر  
يقل  
جهد  
التأين

جهد التأين يتناسب عكسيا  
مع نصف القطر الذري  
جهد التأين يتناسب عكسيا  
مع قابلية فقد الإلكترونات

★ جهد التأين ماص للحرارة يعبر عن  $\Delta H$  إشارة موجبة

★ عناصر المجموعة 7A أعلى العناصر في جهد التأين  
★ عناصر المجموعة 1A أقل العناصر في جهد التأين

تدريب هام : رتب العناصر الآتية حسب جهد التأين :  $^{11}\text{Na}$  ,  $^{12}\text{Mg}$  ,  $^{19}\text{K}$

للحل : نحدد موقع كل عنصر في الجدول ثم نرتب تلك العناصر ثم نذكر تدرج الخاصية:

خلي  
بالك

	1A	2A
الدورة 3	$^{11}\text{Na}$	$^{12}\text{Mg}$
الدورة 4	$^{19}\text{K}$	

جهد التأين يزداد في الدورات الأفقية ويقل في المجموعات الرأسية بزيادة العدد الذري .



① جهد تأين البوتاسيوم  $^{19}\text{K}$  ..... جهد تأين الصوديوم  $^{11}\text{Na}$  ..... جهد تأين الألمونيوم  $^{13}\text{Al}$

أ- أقل من / أكبر من ب- أكبر من / أقل من ج- أقل من / أقل من د- أكبر من / أكبر من

② في الدورات الأفقية أقل الذرات جهد تأين في وفي المجموعات الرأسية أقل الذرات جهد تأين في

أ- بداية الدورة / بداية المجموعة ب- نهاية الدورة / نهاية المجموعة

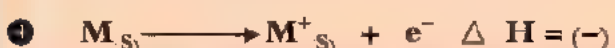
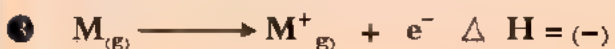
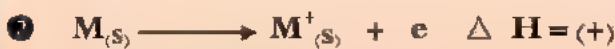
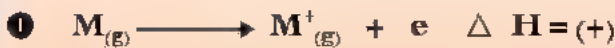
ج- نهاية الدورة / بداية المجموعة د- بداية الدورة / نهاية المجموعة

③ في الدورات الأفقية أقل الذرات جهد تأين في وفي المجموعات الرأسية أكبر الذرات جهد تأين في

أ- بداية الدورة / بداية المجموعة ب- نهاية الدورة / نهاية المجموعة

ج- نهاية الدورة / بداية المجموعة د- بداية الدورة / نهاية المجموعة

④ أي المعادلات تعبر عن جهد التأين الأول لذرة العنصر M





## ملاحظات هامة

## علل

① جهد التأين الأول للعازات النبيلة مرتفع جداً ؟؟

ج : بسبب استقرار نظامها الإلكتروني وبذلك يصعب إزالة إلكترون من مستوى طاقة مكتمل.

## علل

② يزداد جهد التأين الثاني عن جهد التأين الأول ؟؟

ج : بسبب زيادة شحنة النواة الفعالة فيزيد جذب النواة للإلكترونات فنحتاج الى طاقة أكبر لفصل الإلكترون .

## علل

③ جهد التأين الثاني للمغنسيوم  $^{12}\text{Mg}$  أكبر من جهد التأين الأول له

④ يزداد جهد التأين زيادة كبيرة جداً عند إزالة ( فصل ) إلكترون من مستوى طاقة مكتمل

**علل** يزداد جهد التأين الثالث زيادة كبيرة جداً \* \* \* جهد التاين الثالث لمغنسيوم مرتفع جداً ؟؟

ج : لأنه يتطلب كسر مستوى طاقة مكتمل .



حلي بالك  
زيادة كبيرة في الطاقة  
يعني كسر مستوى طاقة مكتمل

لأن ذلك يتسبب في كسر مستوى  
طاقة مكتمل بالإلكترونات ويحتاج  
طاقة كبيرة جداً

⑤ جهد التأين الثاني للصوديوم  $^{11}\text{Na}$  كبير جداً

⑥ جهد التأين الثالث للمغنسيوم  $^{12}\text{Mg}$  كبير جداً

⑦ جهد التأين الرابع للألومنيوم  $^{13}\text{Al}$  كبير جداً

⑧ لا يوجد مركبات تحتوي علي أيون  $^{11}\text{Na}^{2+}$  أو  $^{12}\text{Mg}^{3+}$  أو  $^{13}\text{Al}^{4+}$

1	جهد التأين الأول للبولتاسيوم $^{19}\text{K}$	جهد التأين الأول للكالسيوم $^{20}\text{Ca}$ بينما جهد التأين الثاني للبولتاسيوم $^{19}\text{K}$ ..... جهد التأين الثاني للكالسيوم $^{20}\text{Ca}$
	أقل من / أكبر من	أكبر من / أقل من
2	أي العناصر التالية أكبر في قيمة جهد التأين الأول	
	أ : $1s^2, 2s^2$	ب : $1s^2, 2s^2, 2p^6$
	ج : $1s^2, 2s^2, 2p^1$	د : $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2$
3	العصر الذي له أكبر جهد تأين ثاني يكون التركيب الإلكتروني لمستواه الأخير .	
	أ : $3s^2$	ب : $3p^1$
	ج : $3p^6$	د : $4s^1$
4	إذا علمت أن جهد التأين الثاني للألمنيوم تساوي $1816 \text{ KJ/mol}$ فإن جهد التأين الثالث له يساوي .....	
	أ : $2744 \text{ KJ/mol}$	ب : $1737 \text{ KJ/mol}$
	ج : $1021 \text{ KJ/mol}$	د : $577 \text{ KJ/mol}$

## قيم جهد التأين الأول لعناصر الفئة s , p

1	Li 1311	Be 899	B 800	C 1086	N 1402	O 1311	F 1681	Ne 2081
2	Na 496	Mg 738	Al 577	Si 786	P 1012	S 999	Cl 1256	Ar 1520
3	K 419	Ca 890	Ga 539	Ge 761	As 947	Se 941	Br 1143	Kr 1351
4	Rb 403	Sr 549	In 558	Sn 708	Sb 834	Te 869	I 1009	Xe 1170
5	Cs 376	Ba 801	Tl 589	Pb 715	Bi 703	Po 813	At (926)	Rn 1110
6								

١٠ تزداد قيمة جهد التأين إذا كان المستوي الفرعي الأخير نصف ممتلئ مثل النيتروجين  ${}^7\text{N}$  ، الفوسفور  ${}^{15}\text{P}$

${}^7\text{N}$	$1s^2, 2s^2, 2p^3$
${}^{15}\text{P}$	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^3$

لأن الذرة تكون أكثر استقراراً

**علل**

جهد تأين الفوسفور  ${}^{15}\text{P}$  أكبر من جهد تأين الكبريت  ${}^{16}\text{S}$  رغم أنه يسبقه مباشرة في نفس الدورة

**علل**

جهد تأين النيتروجين  ${}^7\text{N}$  أكبر من جهد تأين الأكسجين  ${}^8\text{O}$  رغم أنه يسبقه مباشرة في نفس الدورة

١١ تزداد قيمة جهد التأين إذا كان المستوي الفرعي الأخير تام الاملاء مثل البريليوم  ${}^4\text{Be}$  والمغنسيوم  ${}^{12}\text{Mg}$

${}^4\text{Be}$	$1s^2, 2s^2$
${}^{12}\text{Mg}$	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2$

**علل**

جهد تأين المغنسيوم  ${}^{12}\text{Mg}$  أكبر من جهد تأين الألومنيوم  ${}^{13}\text{Al}$  رغم أنه يسبقه في نفس الدورة

**علل**

جهد تأين البريليوم  ${}^4\text{Be}$  أكبر من جهد تأين البورون  ${}^5\text{B}$  رغم أنه يسبقه في نفس الدورة

ضع الاختيار المناسب في الفراغ ( أقل من - تساوي - أكبر من )

عنصران قيم أعداد الكم للإلكترون الأخير في ذرة كل منهما

١ نصف قطر X ..... نصف قطر Y

٢ جهد التأين الأول X ..... جهد التأين الأول Y

٣ جهد التأين الثاني X ..... جهد التأين الثاني Y



X	4 , 0 , 0 , -1/2
Y	4 , 0 , 0 , +1/2



### 3 الميل الإلكتروني

كما خروج إلكترون من الذرة للتحويل إلى أيون موجب يحتاج إلى طاقة تسمى جهد التأين وإذا اكتسبت الذرة إلكترون تتحول إلى أيون سالب ويكون مصحوباً بإطلاق طاقة تسمى الميل الإلكتروني

كما الميل الإلكتروني ( القابلية الإلكترونية )

للمقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة الغازية إلكترون أو أكثر.

الميل الإلكتروني	جهد التأين
مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة الغازية إلكترون أو أكثر	مقدار الطاقة اللازمة لإزالة أو فصل أقل الإلكترونات ارتباطاً بالذرة المفردة وهي في الحالة الغازية
الميل الإلكتروني طاقة منطلقة . يعبر عن $\Delta H$ بإشارة سالبة	جهد التأين طاقة ممتصة . يعبر عن $\Delta H$ بإشارة موجبة
$X_{(g)} + e^{-} \longrightarrow X^{-}_{(g)} \quad \Delta H = (-)$ $X_{(g)} + e^{-} \longrightarrow X^{-}_{(g)} + \text{Energy}$	$M_{(g)} \longrightarrow M^{+}_{(g)} + e^{-} \quad \Delta H = (+)$ $M_{(g)} + \text{Energy} \longrightarrow M^{+}_{(g)} + e^{-}$

عكس نصف القطر

كما تدرج خاصية الميل الإلكتروني في الجدول الدوري

[2] في المجموعة الرأسية:	[1] في الدورات الأفقية:
<p>كما يقل الميل الإلكتروني من أعلى إلى أسفل بزيادة العدد الذري</p> <p>للمسبب زيادة الحجم الذري فيقل جذب النواة للإلكترونات ويصعب جذب الكترون جديد .</p>	<p>كما يزيد الميل الإلكتروني من اليسار إلى اليمين بزيادة العدد الذري</p> <p>للمسبب نقص الحجم الذري فيزيد جذب النواة للإلكترونات ويسهل على النواة جذب الكترون جديد .</p>

يزداد الميل الإلكتروني يقل نصف القطر

يزداد  
بقل  
نصف  
الميل  
القطر  
الإلكتروني

كما الميل الإلكتروني يتناسب عكسياً مع نصف القطر الذري  
كما الميل الإلكتروني يتناسب طردياً مع قابلية اكتساب الإلكترونات



## يزداد الميل الإلكتروني

يقل الميل الإلكتروني

قيم الميل الإلكتروني لعناصر الفئة s , p مقدرة KJ/mol															
H 73															He > 0
Li 60	Be > 0	B 27	C 122	N > 0	O 141	F 328	Ne > 0	Na -53	Mg > 0	Al 43	Si 134	P 72	S 200	Cl 349	Ar > 0
K 48	Ca 2	Ga 30	Ge 119	As 78	Se 195	Br 325	Kr > 0	Rb 47	Sr 5	In 30	Sn 107	Sb 103	Te 190	I -295	Xe > 0
1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A								

ملاحظات  
هامة

١ قيم الميل الإلكتروني للعناصر النبيلة صغير جدا ( تقترب من الصفر )

لأن جميع مستوياتها مكتملة بالإلكترونات وهي الحالة الأكثر استقرارا للذرة

كل قيمة الميل الإلكتروني للنيون  $^{10}\text{Ne}$  تقترب من الصفر

عل.

٢ يقل الميل الإلكتروني اذا كان المستوى الفرعي الأخير مكتمل مثل المجموعة 2A مثل البريليوم  $^4\text{Be}$

أو نصف مكتمل مثل المجموعة 5A مثل النيتروجين  $^7\text{N}$  لأن الذرة تكون أكثر استقرار

الميل الإلكتروني للنيتروجين $^7\text{N}$ يقترب من الصفر	الميل الإلكتروني للبريليوم $^4\text{Be}$ يقترب من الصفر
لأن المستوى الفرعي الأخير ( p ) نصف ممتلئ	لأن مستوياته الفرعية ممتلئة ( $1s^2, 2s^2$ )
( $1s^2, 2s^2, 2p^3$ ) فيعطي بعض الاستقرار للذرة	فتكون الذرة مستقرة

عل.

كل تشذ عناصر المجموعة 2A وعناصر المجموعة 5A في قيم الميل الإلكتروني

٣ تكون قيم الميل الإلكتروني كبيرة عندما يعمل الإلكترون المكتسب على

أ ملئ مستوى طاقة فرعي ( المجموعة 7A مثل الكلور  $^{17}\text{Cl}$  )

أو جعله نصف ممتلئ ( المجموعة 4A مثل الكربون  $^6\text{C}$  )

عل.

كل زيادة الميل الإلكتروني لذرة الكربون  $^6\text{C}$  عن ذرة المورون  $^5\text{B}$  زيادة كبيرة

لأن الإلكترون المكتسب في هذه حالة الكربون سيكمل المستوى الفرعي (2p) نصف ممتلئ (  $1s^2, 2s^2, 2p^2$  ) وهذا يعطي للذرة بعض الاستقرار

عل.

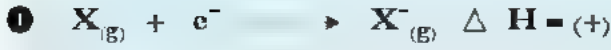
٤ المين الإلكتروني لذرة الفلور أقل من الميل الإلكتروني لذرة الكلور رغم صغر نصف قطر الفلور بسبب صغر حجم ذرة الفلور فيتأثر الإلكترون الجديد بقوة تنافر كبيرة مع الإلكترونات التسعة الموجودة أصلاً في الذرة .

ترتيب عناصر المجموعة 7A  
حسب الميل الإلكتروني  
 $I < Br < F < Cl$

عناصر المجموعة 7A  
أعلى العناصر في الميل  
الإلكتروني كلا في دورته .

عناصر المجموعة 1A  
أقل العناصر في الميل  
الإلكتروني كلا في دورته

كأي المعادلات تعبر عن الميل الإلكتروني لذرة العنصر X



ملاحظات

## 4 السالبية الكهربية

السالبية الكهربية هي قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية .

هناك فرق بين السالبية الكهربية والميل الإلكتروني

الميل الإلكتروني	السالبية الكهربية
الميل الإلكتروني طاقة تشير إلى الذرة في حالتها المفردة	السالبية الكهربية تشير إلى الذرة المرتبطة مع غيرها
مصطلح طاقة ( قيم للطاقة المنطلقة )	مصطلح قدرة ( قيم عددية )
مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة الغازية إلكترونات أو أكثر .	قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية

عكس نصف القطر

## تدرج خاصية السالبية الكهربية في الجدول الدوري

[2] في المجموعة الرأسية:	[1] في الدورات الأفقية:
تقل السالبية الكهربية من أعلى إلى أسفل بزيادة العدد الذري بسبب زيادة الحجم ويصعب جذب إلكترونات الرابطة	تزيد السالبية الكهربية من اليسار إلى اليمين بزيادة العدد الذري بسبب صغر الحجم ويسهل جذب إلكترونات الرابطة

تزداد السالبية الكهربية بقى نصف القطر

تقل  
السالبية  
الكهربية

يزداد  
نصف  
القطر

السالبية الكهربية يتناسب عكسيا مع نصف القطر الذري

الفلور F يعتبر أكبر العناصر سالبية كهربية

السيوم Cs يعتبر أقل العناصر سالبية كهربية

الفلزات لها أقل سالبية كهربية لكون نصف قطرها

اللافلزات لها أكبر سالبية كهربية لصغر نصف قطرها

عل

1 لم تعين قيم لسالبية الكهربية للغازات الخاملة

2 الفلور لا يمكن أن يحمل شحنة موجبة في أي مركب كيميائي

## 5 الخاصية الفلزية والخاصية اللافلزية

كان أول من قسم العناصر إلى فلزات ولافلزات العالم "بزيوس" - في أوائل القرن التاسع عشر - قبل معرفته لأية معلومات عن بنية الذرة .

كان مازال تقسيم العناصر إلى فلزات ولافلزات يستخدم حتى يومنا هذا بالرغم من عدم وجود حدود فاصلة بين خواص الفلزات وخواص اللافلزات .

### اللافلزات

كان عناصر يمتلئ غلاف تكافؤها بأكثر من نصف سعته من الإلكترونات . ( 5 ، 6 ، 7 )

كان تتميز اللافلزات بصغر نصف قطر ذراتها وبالتالي كبر

جهد تأينها ميلها الإلكتروني سالبيتها الكهربائية .

كان توصف بأنها عناصر كهرو سالبة **علل** .  
لأنها تكتسب إلكترونات لتكمل غلاف التكافؤ وتكون أيونات سالبة تشبه التركيب الإلكتروني لأقرب غاز خامل يليها في الجدول الدوري .

كان اللافلزات لا توصل ( عازلة ) الكهرباء **علل** .  
لأن لشدة ارتباط إلكترونات التكافؤ بالنواة فيصعب انتقال الإلكترونات .

### الفلزات

كان عناصر يمتلئ غلاف تكافؤها بأقل من نصف سعته بالإلكترونات . ( 1 ، 2 ، 3 )

كان تتميز الفلزات بكبر نصف قطر ذراتها . وبالتالي صغر

جهد تأينها ميلها الإلكتروني سالبيتها الكهربائية

كان توصف بأنها عناصر كهرو موجبة **علل** .  
لأنها تفقد إلكترونات غلاف التكافؤ وتكون أيونات موجبة تشبه التركيب الإلكتروني لأقرب غاز خامل يسبقها في الجدول الدوري .

كان الفلزات جيدة التوصيل للكهرباء **علل** .  
لأن سهولة انتقال إلكترونات تكافؤها من مكان لآخر في الفلز

### أشباه الفلزات

كان عناصر لها مظهر الفلزات ومعظم خواص اللافلزات .

( شكلها الظاهري يشبه الفلزات بينما سلوكها الكيميائي يشبه سوكن اللافلزات )

كان سالبيتها الكهربائية متوسطة بين الفلزات واللافلزات .

كان توصل التيار الكهربائي أقل من الفلزات ولكنه أكبر كثيرا من اللافلزات ولذلك تسمى أشباه الموصلات .

كان تستخدم أشباه الفلزات في صناعة أجزاء من الأجهزة الإلكترونية مثل الترانزستور بصفتها من أشباه الفلزات .

العنصر	البورون	السلينيوم	الجرمانيوم	الزرنيخ	أنتيمون	التيلوريوم
الرمز	B	Si	Ge	As	Sb	Te
الكثرونات الكافؤ	3	4	4	5	5	6
المجموعة	3A	4A	4A	5A	5A	6A

كان يصعب التعرف على أشباه الفلزات من خلال تركيبها الإلكتروني **علل** .

لأن



1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	0
1							
2							
3							
4							
5							
6							
7							

### بدرج الخاصية العنصرية والافلزية في الجدول الدوري

[2] في المجموعة الرأسية :	[1] في الدورات الأفقية:
كلما انجهدنا من أعلى إلى أسفل زيادة العدد الذري تزداد الصفة الفلزية وتنقص الصفة اللافلزية بسبب كبر نصف القطر.	كلما تبدأ الدورة بفلز قوي ( يقع في المجموعة 1A ) وتنقل الصفة الفلزية من اليسار إلى اليمين بزيادة العدد الذري ( بسبب نقص نصف القطر ) حتى تظهر أشباه الفلزات ثم تبدأ الخاصية اللافلزية في الظهور وتزداد الصفة اللافلزية حتى نصل إلى أقوى اللافلزات في المجموعة السابعة.

أقوى الفلزات  
1A

تنقل الصفة الفلزية  
تزداد الصفة اللافلزية

أقوى اللافلزات  
7A

تزداد الصفة الفلزية

تنقل الصفة اللافلزية

● أقوى الفلزات في الجدول الدوري يقع أسفل يسار الجدول وهو السيزيوم  $55Cs$   
( الفلز القوي يفقد إلكترونات تكافؤه بسهولة )

● أقوى اللافلزات في الجدول الدوري يقع أعلى يمين الجدول وهو الفلور  $F$   
( اللافلز القوي يكتسب إلكترونات بسهولة )

● جميع الفلزات تقع يسار أشباه الفلزات في الجدول الدوري  
● جميع اللافلزات تقع يمين أشباه الفلزات في الجدول الدوري ماعدا الهيدروجين

وجود اللافلزات في الجدول الدوري	وجود الفلزات في الجدول الدوري
<p>◀ توجد في الفئة s عناصر الهيدروجين</p> <p>◀ توجد في عناصر الفئة p ( ليس كل عناصر الفئة p لافلزات )</p>	<p>◀ كل عناصر الفئة s ماعدا الهيدروجين والليثيوم</p> <p>◀ كل عناصر الفئة d وكل عناصر الفئة f</p> <p>◀ كل عناصر الفئة p الذي ينتهي تركيبها الإلكتروني <math>np^1</math> ماعدا عنصر البورون sB شبه فلز</p>

الفئة	الفئة s		الفئة p					
آخر مستوى فرعي	$ns^1$	$ns^2$	$np^1$	$np^2$	$np^3$	$np^4$	$np^5$	$np^6$
نوع العناصر	فلزات ماعدا الهيدروجين	فلزات ماعدا الهيليوم	فلزات ما عد البورون	- أشباه فلزات - لافلزات				غازات خاملة

		فلزات			لافلزات		
رقم المجموعة		1A	2A	3A	5A	6A	7A
آخر مستويين فرعيين		$ns^1$	$ns^2$	$ns^2, np^1$	$ns^2, np^3$	$ns^2, np^4$	$ns^2, np^5$
الالكترونات التكافؤ		1	2	3	5	6	7
نوع الأيون		$X^+$	$X^{2+}$	$X^{3+}$	$Y^3$	$Y^2$	$Y$
		أيون موجب ( الكاتيون )			أيون سالب ( الأنيون )		
		يحمل عدد من الشحنات الموجبة تساوي عدد الالكترونات المفقودة			يحمل عدد من الشحنات السالبة تساوي عدد الالكترونات المكتسبة		
أثناء تكون الأيون يظل عدد ليروتونات ثابت ( العدد الذري ) لكن يتغير عدد الإلكترونات							

الرمز	التوزيع الالكتروني	عدد البروتونات	عدد الالكترونات
العنصر $_{12}\text{Mg}$	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2$	12	12
الأيون $_{12}\text{Mg}^{2+}$	$1s^2, 2s^2, 2p^6$	12	10

العنصر	الرمز	التوزيع الالكتروني	عدد البروتونات	عدد الالكترونات
$^{17}\text{Cl}$				
الأيون				

العنصر	الرمز	التوزيع الالكتروني	عدد البروتونات	عدد الالكترونات
$^{7}\text{N}$				
الأيون				

① عدد الالكترونات في أيون الكالسيوم  $^{20}\text{Ca}^{2+}$  ... .. عدد الالكترونات في أيون الأكسجين  $^{8}\text{O}^{2-}$

( أكبر من ) - ( أقل من ) - ( تساوي )

② عدد الالكترونات في أيون الماغنسيوم  $^{12}\text{Mg}^{2+}$  .. .. عدد الالكترونات في أيون الأكسجين  $^{8}\text{O}^{2-}$

( أكبر من ) - ( أقل من ) - ( تساوي )

## ① الفئة s تحتوي علي عناصر

أ- فلزية ولافلزية وغازات خاملة فقط      ب- فلزية ولافلزية فقط      ج- فلزية وغازات خاملة فقط      د- فلزية فقط

## ② الفئة p تحتوي علي عناصر

أ- أشباه فلزات ولافلزات وغازات خاملة فقط      ب- فلزية ولافلزية وغازات خاملة فقط

ج- فلزية ولافلزية وغازات خاملة وأشباه فلزات      د- لافلزية وغازات خاملة فقط

## ③ عنصر ممثل ينتهي بالتوزيع الإلكتروني np3 أي من العبارات التالية صحيح بالنسبة للعناصر التي تليها

أ - عناصر فلزية ميلها الإلكتروني أكبر      ب- عناصر فلزية جهد تأينها أقل

ج عناصر لافلزية ساليتهما أكبر      د عناصر لافلزية أنصاف أقطارها أكبر



هم ضع علامة صح أو خطأ بما يناسب العبارة

① جميع العناصر التي تقع يسار أشباه الفلزات تعتبر فلزات ( )

② جميع العناصر التي تنتهي بالمستوي الفرعي np1 تعتبر فلزات ( )

ملاحظات

## 6 الخواص الحامضية والقاعدية

[3] مترددة.

[2] قاعدية.

[1] حامضية. أنواع الأكاسيد:-

أكاسيد اللافلزات مثل:-  $\text{CO}_2$  ,  $\text{SO}_2$  ,  $\text{SO}_3$  ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ 

أكاسيد حامضية

أكاسيد لافلزية تذوب في الماء مكونة أحماض



تتفاعل الأكاسيد الحامضية مع القلويات وتعطي ملحاً وماء:-

أكاسيد الفلزات مثل:-  $\text{MgO}$  ,  $\text{Na}_2\text{O}$  ,  $\text{K}_2\text{O}$  ,  $\text{CuO}$ 

أكاسيد قاعدية

بعضها يذوب في الماء ويكون قويات:- (أكاسيد قلوية)

بعضها لا يذوب في الماء مثل:-  $\text{CuO}$  ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  ,  $\text{Ag}_2\text{O}$  ,  $\text{PbO}$ 

تتفاعل الأكاسيد القاعدية مع الأحماض منتجة ملحاً وماء:-

مثل :  $\text{Al}_2\text{O}_3$  ,  $\text{Sb}_2\text{O}_3$  ,  $\text{ZnO}$  ,  $\text{SnO}$ 

أكاسيد مترددة

هي الأكاسيد التي تتفاعل مع الأحماض كأكاسيد قاعدية وتتفاعل مع القلويات كأكاسيد حامضية ويتم في الحالتين ملح وماء.



خارصينات الصوديوم



## نדרج الخاصية الحامضية والقاعدية فى الجدول الدوري

### [1] فى الدورات الأفقية:

كما تقل الصفة القاعدية للأكاسيد بينما تزداد الصفة الحامضية للأكاسيد بزيادة العدد الذرى وذلك لتقص نصف القطر وضعف الصفة الفلزية وزيادة الصفة اللافلزية

### [2] فى المجموعة الرأسية:

فى المجموعة الأولى 1A (الأقلية)		فى المجموعة السابعة 7A (الهالوجينات)	
كما تزداد الخاصية القاعدية بزيادة العدد الذرى للمسبب زيادة نصف القطر الذرى وضعف قوى الترابط بين العنصر ومجموعة الهيدروكسيد مما يؤدي إلى سهولة انفصال أيون الهيدروكسيد السالب		كما تزداد الخاصية الحامضية بزيادة العدد الذرى للمسبب زيادة نصف القطر الذرى وضعف قوى الترابط بين العنصر وأيون الهيدروجين مما يؤدي إلى سهولة انفصال أيون الهيدروجين الموجب.	
تزداد الخاصية القاعدية	LiOH	تزداد الخاصية الحامضية	HF
	NaOH		HCl
	KOH		HBr
	RbOH		HI
	CsOH		
أقوى القلويات		أقوى الأحماض	
قلوى أكثر قوة		حمض قوى	
قلوى فوى		حمض متوسط	
قلوى ضعيف		حمض ضعيف	

١ تزداد الخاصية الحامضية فى المركبات الهيدروجينية لعناصر الهالوجينات بزيادة العدد الذرى **علل.**

.....

٢ حمض الهيدروبيرويك أقوى الأحماض الهالوجينية **علل.**

للمسبب نصف قطر ذرة اليود مما يقلل من جديها لأيون الهيدروجين فيسبب تأينه .

٣ هيدروكسيد السيزيوم أقوى قاعدية من هيدروكسيد الصوديوم **علل.**

للمسبب لأن نصف قطر السيزيوم أكبر من نصف قطر الصوديوم فيسهل فصل أيون الهيدروكسيل من السيزيوم عن الصوديوم .



للإشارة

٤ إذا كان أعداد الكم للإلكترون الأخير فى ذرة عنصر ما  $0, 1, 2, 3$  فإن .....

أ- أكسيد العنصر حامضي / وجهد تأينه صغير

ب- أكسيد العنصر قاعدي / وجهد تأينه كبير

ج- أكسيد العنصر حامضي / وجهد تأينه كبير

د- أكسيد العنصر قاعدي / وجهد تأينه صغير

٥ عنصر يحتوي مستواه الرئيسى الأخير  $n = 3$  على ست إلكترونات فيكون أكسيده .....

أ - قاعدي

ب- حامضي

ج- متروك

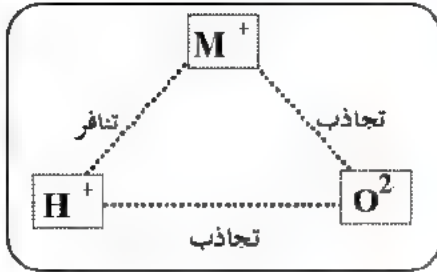
د- متعادل

## الخاصية الحامضية والقاعدية للمركبات الهيدروكسيلية

باعتبار أن الأحماض والقواعد مركبات هيدروكسيلية يمكن تمثيلها بالصيغة العامة (MOH) حيث (M) هي ذرة العنصر فيمكن تأنيها بإحدى طريقتين إما أن:-

[1] تعطى أيونات ميدروكسيد وتعبر قاعدة:	[2] تعطى أيونات ميدروجين وتعتبر حامضاً:
$MOH \rightleftharpoons M^+ + OH^-$	$MOH \rightleftharpoons MO + H^+$

وبافتراض أن الذرات الثلاث مرتبة في مثلث كما يلي:- وهناك ثلاثة احتمالات:-



1	إذا كانت قوة الجذب بين (M+, O-) أكبر من قوة الجذب بين (H+, O-) تتأين المادة كحمض.
2	إذا كانت قوة الجذب بين (H+, O-) أكبر من قوة الجذب بين (M+, O-) تتأين المادة كقاعدة.
3	إذا تساوت قوتا الجذب فإن المادة تتأين كحمض أو كقاعدة ويتوقف ذلك على وسط التفاعل. [أ] في الوسط الحمضي:- تتفاعل كقاعدة. [ب] في الوسط القلوي:- تتفاعل كحامض.



كما تعتمد قوى الجذب السابقة على ذرة العنصر من حيث:-  
1- الحجم، 2- مقدار الشحنة الكهربائية.

مثال:-

- في الفلزات القلوية مثل الصوديوم يكون حجم الذرة كبير ولا تحمل إلا شحنة واحدة (O-) والتي تنعذب أكثر لأيون الهيدروجين وبذلك تعطى أيون (OH-) أي تتأين كقاعدة.
- كلما انجهدنا ناحية اليمين نجد أن ذرات اللافلزات مثل الكلور حجمها يقل وتزداد شحنتها وبذلك يزداد انجذابها إلى (O-) وبذلك تعطى أيون (H+) أي تتأين كحامض.

1 في الشكل المقابل :

- أ- يزداد انجذاب O<sup>2-</sup> لأيون H<sup>+</sup> ج- تقوي الرابطة بين O<sup>2-</sup> , Na<sup>+</sup>
- ب- يزداد انجذاب O<sup>2-</sup> لأيون Na<sup>+</sup> د- يحدث تأين وينتج حمض

2 رتب الأحماض التالية من حيث قوتها (أ) HBrO , HClO , HIO

(ب) HBr , HCl , HI

(أ)

(ب)

العنصر	السالبية الكهربية
Cl	3
Br	2.8
I	2.5

حمض + هيدرو + اسم اللافلز + يك	كم هو الذي يتكون من الهيدروجين وعنصر لافلزي آخر
حمض الهيدروكلوريك HCl	كم مثال : $H_2S$ حمض هيدروكبريتيك
الأحماض غير الأكسجينية ( الأحماض الثنائية )	
الأحماض الأكسجينية	كم هو الحمض الذي يحتوي على هيدروجين وأيون أكسجين
	كم مثال : حمض الكبريتيك $H_2SO_4$ ، حمض الكبريتوز $H_2SO_3$

### كم قوة الأحماض الأكسجينية:-

كم تعتمد قوة الأحماض الأكسجينية على عدد ذرات الأكسجين غير المرتبطة بذرات الهيدروجين



كم الصيغة العامة للأحماض الأكسجينية:

حيث:- (M) هي ذرة العنصر (n) عدد ذرات الأكسجين غير مرتبطة بالهيدروجين . (m) عدد ذرات الهيدروجين في الحمض .

الحمض الأقوى : هو الذي يحتوي على عدد أكبر من ذرات الأكسجين غير المرتبطة بالهيدروجين.				
نوع الحمض	عدد ذرات O غير المرتبطة بـ H	اسم الحمض	الصيغة الهيدروكسيلية $MO_n(OH)_m$	
حمض ضعيف	Zero	الأرثوسيليكويك	$Si(OH)_4$	
حمض متوسط	1	الأرثوفسفوريك	$PO(OH)_3$	
حمض قوي	2	الكبريتيك	$SO_2(OH)_2$	
حمض قوي جداً	3	اليبروكلوريك	$ClO_3(OH)$	

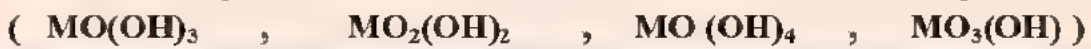
- ✳ حيث كلما زاد عدد ذرات الأكسجين الغير مرتبطة بالهيدروجين كلما زادت قوة الحمض الأكسجيني
- ✳ كلما زادت السالبية الكهربية للذرة المركزية في الحمض الأكسجيني زادت قوته كحمض .

### علل.

① حمض اليبروكلوريك أقوى من حمض الكبريتيك

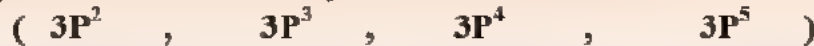
للـ

② عنصر M يقع في المجموعة 6A ما الصيغة الهيدروكسيلية المحتملة لحمضه الأكسجيني



③ ما الأنيون المكون لأقوى حمض أكسجيني (  $SO_4^{2-}$  ,  $ClO_4$  ,  $ClO_2$  ,  $ClO$  )

④ حمض أكسجيني صيغته  $MO(OH)_3$  . ما التركيب الإلكتروني المحتمل لمستوي الطاقة الفرعي الأخير لذرة العنصر M



⑤ أقوى الأحماض الأكسجينية في الدورة الرابعة من الجدول الدوري الحديث حمض



⑥ حمض الكبريتيك من الأحماض

( أحادية الهيدروكسيل - ثنائية الهيدروكسيل - ثلاثية الهيدروكسيل - رباعية الهيدروكسيل )

ملاحظات

سلسلة الرازي في الكيمياء



© عدد التأكسد :

للمرآزي هو عدد يمثل الشحنة الكهربائية (الموجبة أو السالبة) التي تبدو على الأيون أو الذرة سواء كان المركب أيونياً أو تساهمياً .

## المرآزي أعداد التأكسد

المرآزي لمعرفة عدد التأكسد لذرة في مركب ما :-

## أولاً: في المركبات الأيونية:-

المرآزي عدد التأكسد لأي أيون يساوي تكافؤ هذا الأيون مسبقاً بإشارة موجبة في حالة الأيون الموجب أو إشارة سالبة في حالة الأيون السالب .

الأيونات الموجبة	الأيونات السالبة
<p>المرآزي الأيونات الموجبة تشمل :</p> <p>المرآزي أيونات جميع الفلزات * أيون الهيدروجين <math>H^+</math></p> <p>المرآزي مجموعة الأمونيوم <math>NH_4^+</math></p> <p>المرآزي عدد التأكسد الموجب يدل على عدد الإلكترونات التي فقدتها الذرة.</p>	<p>المرآزي الأيونات السالبة تشمل:</p> <p>المرآزي أيونات جميع اللافلزات.</p> <p>المرآزي باقي المجموعات الذرية</p> <p>المرآزي عدد التأكسد السالب يدل على عدد الإلكترونات التي اكتسبتها الذرة.</p>

المرآزي أمثلة:-

المركب	NaCl	MgO	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	CaCO <sub>3</sub>
الأيونات	Na <sup>+</sup> Cl <sup>-</sup>	Mg <sup>+2</sup> O <sup>-2</sup>	Al <sup>+3</sup> O <sup>-2</sup>	Ca <sup>2+</sup> CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
عدد التأكسد	+1 -1	+2 -2	+3 -2	+2 -2

## ثانياً: في المركبات التساهمية :-

المرآزي حيث لا يوجد أيونات موجبة أو سالبة فإن الشحنة التي تحملها الذرة تين الإزاحة الإلكترونية في الرابطة

المرآزي الذرة الأقل سالبة تحمل شحنة موجبة

المرآزي الذرة الأكثر سالبة كهربية تحمل شحنة سالبة

المرآزي المركبات التساهمية تتكون من اتحاد ذرات لعناصر مختلفة ( جزئ مركب ) أو اتحاد ذرات نفس العنصر ( جزئ عنصر )

## [1] إذا كانت الدرتان مختلفتان:-

المرآزي تحسب الإلكترونات المشاركة مع الذرة الأكثر سالبة كهربية بحيث:-

المرآزي للذرة الأكثر سالبة يتكون عليها شحنة جزئية سالبة. للذرة الأقل سالبة يتكون عليها شحنة جزئية موجبة.




جزئ ثاني أكسيد الكربون CO <sub>2</sub>	جزئ الماء H <sub>2</sub> O
<p>المرآزي</p> <pre>       -2      +4      -2       x  x  o  x  o  x  x       x  0  x  o  C  o  x       x  x  x  o  o  x  x       xx                xx           </pre> <p>عدد تأكسد (O) = -2 / عدد تأكسد (C) = +4</p>	<p>المرآزي</p> <pre>       -2       x  x       x  1  x  1       H  x  O  x  H       .  .       xx           </pre> <p>عدد تأكسد (O) = -2 / عدد تأكسد (H) = +1</p>

جزئ فوق اكسيد الهيدروجين $H_2O_2$	جزئ النشادر $NH_3$
<p>Diagram of <math>H_2O_2</math> showing oxidation states: <math>O = -1</math>, <math>H = +1</math>. Lone pairs are shown on the oxygen atoms.</p>	<p>Diagram of <math>NH_3</math> showing oxidation states: <math>N = -3</math>, <math>H = +1</math>. A lone pair is shown on the nitrogen atom.</p>
عدد تأكسد (O) = -1 / عدد تأكسد (H) = +1	عدد تأكسد (N) = -3 / عدد تأكسد (H) = +1

**[2] في حالة الحزب المنمائل:-**

للعدد التأكسدي لكل ذرة = صفر

لأن تكون الإزاحة الإلكترونية في الروابط بين الذرات متساوية لأن ذرات أي جزئ لعنصر واحد متساوية في السالبية الكهربية وبالتالي عدد تأكسد أي ذرة في هذا الجزئ يساوي صفر.

 <p>جزئ الأكسجين</p> <p>عدد تأكسد (O) = 0</p>	 <p>جزئ الكلور</p> <p>عدد تأكسد (Cl) = 0</p>	 <p>جزئ الهيدروجين</p> <p>عدد تأكسد (H) = 0</p>
--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

### ملاحظات

## قواعد حساب أعداد التأكسد

① عدد تأكسد أي عنصر مهما كان عدد ذرات يساوي صفر ( $O_2, O_3, P_4, Cu, H_2, S_8$ )

② عدد تأكسد أي مجموعة ذرية أو الأيون يساوي الشحنة التي تكتب أعلاه :

المجموعة	الأمونيوم	الكبريتات	الكربونات	هيدروكسيد	النترات	نيتريت	فوسفات
صيغتها	$NH_4^+$	$SO_4^{2-}$	$CO_3^{2-}$	OH	$NO_3^-$	$NO_2^-$	$PO_4^{3-}$
عدد تأكسدها	+1	-2	-2	-1	-1	-1	-3

③

عدد تأكسد عناصر المجموعة 1A ( Na , Li , K ) في مركباتها دائماً (+1)	عدد تأكسد عناصر المجموعة 2A ( Mg , Ca , Ba ) في جميع مركباتها دائماً (+2)	عدد تأكسد عناصر المجموعة 3A ( Al ) في جميع مركباتها دائماً (+3)
---------------------------------------------------------------------------	---------------------------------------------------------------------------------	-----------------------------------------------------------------------

④

عدد تأكسد الكلور Cl و البروم Br و اليود I سالب واحد ما عدا مركباتها مع الأكسجين .	عدد تأكسد الفلور F سالب واحد دائماً لأنه أعلى العناصر سالبة كهربية .
-----------------------------------------------------------------------------------	----------------------------------------------------------------------

⑤

عدد تأكسد الأكسجين في جميع مركباته -2 ما عدا	عدد تأكسد الفلور في جميع مركباته -1	عدد تأكسد الهيدروجين في جميع مركباته +1
* فوق الأكسيد -1 ( $H_2O_2, Na_2O_2$ )	* السوبر أكسيد $-1/2$ ( $KO_2$ )	* فلوريد الأكسجين $OF_2$ يكون +2 لأن السالبة الكهربائية للفلور أعلى من الأكسجين .
-1	$-1/2$	+2

⑥

عدد تأكسد الهيدروجين في جميع مركباته +1	ما عدا هيدريد الفلز يكون -1 لأن السالبة الكهربائية للهيدروجين أكبر من السالبة الكهربائية للفلزات .
أمثلة: هيدريد صوديوم ، هيدريد ماغنسيوم ، هيدريد كالسيوم ، هيدريد بوتاسيوم	
NaH	MgH <sub>2</sub>
CaH <sub>2</sub>	KH
عدد تأكسد الهيدريدات مركبات أيونية لأنها تحتوى على أيون الهيدروجين السالب	لذلك عند صهرها وتحليلها كهربياً يتصاعد الهيدروجين عند المصعد (لأنود) .

⑦ مجموع أعداد تأكسد عناصر أى مركب متعاد = صفر .

المركب	NaCl	MgO	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	CaCO <sub>3</sub>
الأيونات	Na <sup>+</sup> Cl <sup>-</sup>	Mg <sup>+2</sup> O <sup>-2</sup>	Al <sup>+3</sup> O <sup>-2</sup>	Ca <sup>+2</sup> CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
عدد التأكسد	+1 -1	+2 -2	+3 -2	+2 -2
مجموع أعداد التأكسد	+1-1 = 0	+2-2 = 0	+6-6 = 0	+2-2 = 0

⑧ عدد التأكسد يخص ذرة واحدة أو أيونا واحدا فقط في الجزيء .

## تدريب

<p>احسب عدد تأكسد الكبريت في <math>\text{SO}_3^{-2}</math> مجموعة ذرية</p> <p>مجموع أعداد تأكسد عناصرها = الشحنة التي تحملها</p> $\text{S} + 3 \times (-2) = -2$ $\text{S} - 6 = -2$ $\text{S} = +4$	<p>احسب عدد تأكسد الكروم في ثاني كرومات البوتاسيوم (<math>\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7</math>)</p> <p>المركب متعادل مجموع أعداد تأكسد عناصره = صفر</p> $2 \times (+1) + 2\text{Cr} + 7 \times (-2) = 0$ $+2 + 2\text{Cr} - 14 = 0$ $2\text{Cr} - 12 = 0 \Rightarrow 2\text{Cr} = +12$ $\text{Cr} = +6$
<p>احسب عدد تأكسد الأنيون في <math>\text{Na}_2\text{H}_2\text{Sb}_2\text{O}_7</math></p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p>	<p>احسب عدد تأكسد الكبريت في <math>\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3</math></p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p>
<p>احسب عدد تأكسد الفوسفور في أيون البيرو فوسفات <math>\text{P}_2\text{O}_7^{4-}</math></p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p>	<p>عدد تأكسد الأكسجين في <math>\text{O}_3</math></p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p>
<p>احسب عدد تأكسد الكربون في أيون البيكربونات <math>\text{HCO}_3^-</math></p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p>	<p>عدد تأكسد النيتروجين في نترات الأمونيوم <math>\text{NH}_4\text{NO}_3</math></p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p>

ما التوزيع الإلكتروني للكروم  $^{24}\text{Cr}$  في مركب كلوريد الكروم  $\text{CrCl}_3$

ملاحظات



## تفاعلات الأكسدة والإختزال

**علل.**

لماذا يفضل التعامل بأعداد التأكسد بدلا من التكافؤ في علم الكيمياء  
لأن أعداد التأكسد توضح سلوك العنصر من حيث فقد أو اكتساب إلكترونات ( التأكسد والإختزال )  
أثناء التفاعل الكيميائي  
لأن مميزات استخدام عدد التأكسد:-  
لأن معرفة التغير الذي يحدث للعنصر من حيث التأكسد والإختزال أثناء التفاعلات الكيميائية.

الاختزال	الأكسدة
هو عملية اكتساب إلكترونات ينتج عنها نقص في الشحنة الموجبة $Cl + e^- \longrightarrow Cl^-$	هو عملية فقد إلكترونات ينتج عنها زيادة في الشحنة الموجبة $Na \longrightarrow Na^+ + e^-$
* عندما تختزل المادة يقل عدد تأكسدها $Cr^{6+} \longrightarrow Cr^{3+}$	* عندما تتأكسد المادة يزداد عدد تأكسدها $Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+}$
● عامل مؤكسد: المادة التي يحدث لها اختزال ( تكتسب إلكترونات )	● عامل مختزل: المادة التي يحدث لها أكسدة ( تفقد إلكترونات )
● يكتسب اللا فلز إلكترون أو أكثر فيقل عدد تأكسده وتحدث له عملية إختزال ويسمي الفلز بالعامل المؤكسد	● يفقد الفلز إلكترون أو أكثر ليزداد عدد تأكسده وتحدث له عملية أكسدة ويسمي الفلز بالعامل المختزل
● تعتبر اللافلزات عوامل مؤكسدة	● تعتبر الفلزات عوامل مختزلة

1 أي من العناصر التالية عملية أكسدته أسهل .....	أ- الكبريت	ب- الماغنسيوم	ج- البورون	د- الأرجون
2 أيا مما يلي يعتبر الأقوى كعامل مؤكسد .....	أ- $Cl^-$	ب- $Br_2$	ج- $Cl_2$	د- $F_2$
3 العامل المؤكسد في التفاعل التالي .....	$K^+$	$Cl_2$	$KCl$	$K$
4 في تفاعل الأكسدة والإختزال التالي	$Fe^{3+} \longrightarrow Al$	$Al \longrightarrow Fe^{3+}$	$Fe \longrightarrow Fe^{3+}$	$Al \longrightarrow Al^{3+}$
تنقل الإلكترونات من	.....	.....	.....	.....

الأقوى كعامل مؤكسد	الأقوى كعامل مختزل
● يميل إلى اكتساب الإلكترونات	● تكون عملية إختزاله أسهل
● حجمه الذري صغير	● حجمه الذري كبير
● أكبر ميل للإلكترون	● أقل سالبية كهربية
● أكبر جهد تأين	● أقل جهد التأين
تنقل الإلكترونات من الفلز إلى اللافلز	تنقل الإلكترونات من العامل المختزل إلى العامل المؤكسد

مثال:- بين نوع التغير الحادث من أكسدة واختزال لكل من الكروم والحديد في التفاعل التالي:-

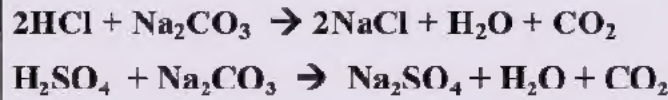


الحل:-

(2) بالنسبة للحديد	(1) بالنسبة للكروم
$\text{FeCl}_2 \longrightarrow \text{FeCl}_3$ $\text{Fe}^{+2} \longrightarrow \text{Fe}^{+3}$ عدد تأكسد الحديد زاد من (+2) إلى (+3) أي حدث له عملية أكسدة.	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \longrightarrow \text{CrCl}_3$ $\text{Cr}^{+6} \longrightarrow \text{Cr}^{+3}$ عدد تأكسد الكروم نقص من (+6) إلى (+3) أي حدث له عملية اختزال

هناك معادلات لا يحدث فيها أكسدة أو اختزال

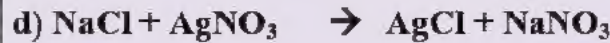
السبب في ذلك أن هذا النوع من المعادلات يحدث فيه تبادل بين الأيونات دون انتقال الإلكترونات



تفاعلات الأحماض مع كربونات أو بيكربونات الفلزات .



تفاعلات الأحماض مع أكسيد أو هيدروكسيد الفلز



تفاعلات محاليل الأملاح مع بعضها .

① أحد التفاعلات الآتية لا يمثل تفاعل أكسدة واختزال وهو.....

- a)  $2\text{P} + 5\text{HClO} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{HCl}$   
 b)  $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$   
 c)  $\text{Mg} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{Cu}$   
 d)  $\text{NaOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

② أحد التفاعلات التالية يمثل تفاعل أكسدة واختزال وهو.....

- a)  $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 b)  $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$   
 c)  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 3\text{H}_2\text{S} + 8\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{S} + 7\text{H}_2\text{O}$   
 d)  $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$

( S=16 O=8 )

ما العدد الكلي للإلكترونات في أيون  $\text{SO}_4^{2-}$

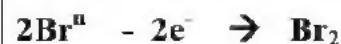
48

50

46

52

اكتب المقدار الذي يعبر عن قيمة n في التفاعلين التاليين





حدد عمليتي الأكسدة والاختزال والعامل المؤكسد والعامل المختزل

